

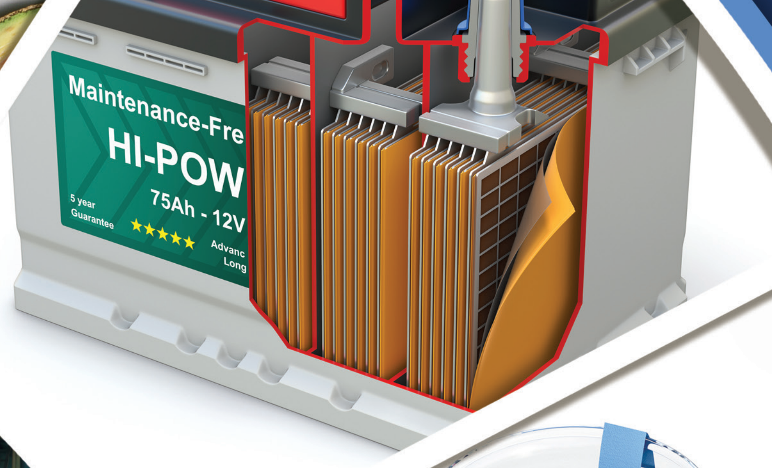


الكيمياء

الصف الثاني عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

12







الكيمياء

الصف الثاني عشر - كتاب الطالب

الفصل الدراسي الأول

12

فريق التأليف

موسى عطا الله الطراونة (رئيسًا)

بلال فارس محمود   تيسير أحمد الصبيحات

جميلة محمود عطية

الناشر: المركز الوطني لتطوير المناهج

يسر المركز الوطني لتطوير المناهج استقبال آرائكم وملحوظاتكم على هذا الكتاب عن طريق العناوين الآتية:

06-5376262 / 237   06-5376266   P.O.Box: 2088 Amman 11941

@nccdjor   feedback@nccd.gov.jo   www.nccd.gov.jo

قـرَّرت وزارة التربيـة والتعليـم تدريـس هذا الكتـاب في مدارس المملكـة الأردنية الهاشـمية جميعها، بنـاءً على قـرار المجلس الأعلى للمركـز الوطنـي لتطوير المناهج في جلسـته رقـم (2022/3)، تاريـخ 2022/5/12 م، وقرار مجلس التربية والتعليم رقـم (2022/24)، تاريـخ 2022/5/29 م، بـدءًا من العام الـدراسي 2022 / 2023 م.

- Prepared Originally in English for the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan
- Translated to Arabic, adapted, customised and published by the National Center for Curriculum Development. Amman - Jordan

ISBN: 978 - 9923 - 41 - 308 - 1

المملكة الأردنية الهاشمية
رقم الإيداع لدى دائرة المكتبة الوطنية:
(2022/4/1958)

375,001

الأردن. المركز الوطني لتطوير المناهج

الكيمياء: الصف الثاني عشر: كتاب الطالب (الفصل الدراسي الأول)/ المركز الوطني لتطوير المناهج.– عمان: المركز، 2022

(140) ص.

ر.إ.: 2022/4/1958

الواصفات: / تطوير المناهج/ / المقررات الدراسية / / مستويات التعليم / / المناهج/

يتحمَّل المُؤلِّف كامل المسؤولية القانونية عن محتوى مُصنَّفه، ولا يُعبِّر هذا المُصنَّف عن رأي دائرة المكتبة الوطنية.

British Library Cataloguing -in- Publication Data
A catalogue record for this publication is available from the Library.

الطبعة الأولى (التجريبية)

1443 هـ / 2022 م

قائمةُ المحتوياتِ

بسم الله الرحمن الرحيم

المقدمة

انطلاقًا من إيمان المملكة الأردنية الهاشمية الراسخ بأهمية تنمية قدرات الإنسان الأردني وتسليحه بالعلم والمعرفة، سعى المركز الوطني لتطوير المناهج، بالتعاون مع وزارة التربية والتعليم، إلى تحديث المناهج الدراسية وتطويرها؛ لتكون معينًا للطلبة على الارتقاء بمستواهم المعرفي، ومجاراة أقرانهم في الدول المتقدمة.

وَيُعَدُّ هذا الكتاب واحدًا من سلسلة كتب المباحث العلمية التي تُعْنى بتنمية المفاهيم العلمية، ومهارات التفكير وحَلِّ المشكلات، ودمج المفاهيم الحياتية والمفاهيم العابرة للمواد الدراسية، والإفادة من الخبرات الوطنية في عمليات الإعداد والتأليف وفق أفضل الطرائق المُتَّبَعة عالميًا؛ لضمان انسجامها مع القيم الوطنية الراسخة، وتلبيتها حاجات أبنائنا الطلبة والمعلِّمين.

وقد جاء هذا الكتاب مُحقِّقًا لمضامين الإطار العام والإطار الخاص للعلوم، ومعاييرها، ومُؤشِّرات أدائها المُتمثِّلة في إعداد جيل محيط بمهارات القرن الواحد والعشرين، وقادر على مواجهة التحديات، ومُعتزٍّ -في الوقت نفسه- بانتمائه الوطني. وتأسيسًا على ذلك، فقد اعتُمِدت دورة التعلُّم الخماسية المنبثقة من النظرية البنائية التي تمنح الطالب الدور الأكبر في العملية التعلُّمية التعليمية، وتُوفِّر له فرصًا عديدةً للاستقصاء، وحَلِّ المشكلات، والبحث، واستخدام التكنولوجيا وعمليات العلم، فضلًا عن اعتماد منحى STEAM في التعليم الذي يُستعمَل لدمج العلوم والتكنولوجيا والهندسة والفن والعلوم الإنسانية والرياضيات في أنشطة الكتاب المتنوعة، وفي قضايا البحث.

يتألَّف الكتاب من وحدتين دراسيتين، هما: الحموض والقواعد وتطبيقاتها، الكيمياء الكهربائية.

أُلحِقَ بكتاب الكيمياء كتابٌ للأنشطة والتجارب العملية، يحتوي على جميع التجارب والأنشطة الواردة في كتاب الطالب؛ لتساعده على تنفيذها بسهولة، وذلك اعتمادًا على منحى STEAM في بعضها، بدءًا بعرض الأساس النظري لكل تجربة، وبيان خطوات العمل وإرشادات السلامة، وانتهاءً بأسئلة التحليل والاستنتاج. وَتَضَمَّنَ الكتاب أيضًا أسئلة تفكير متنوعة؛ بُغْيَةَ تعزيز فهم

الطالب لموضوعات المادة، وتنمية التفكير الناقد لديه.

ونحن إذ نُقدّمُ هذه الطبعةَ منَ الكتاب، فإنّا نأمَلُ أن يُسهِمَ في تحقيق الأهداف والغايات النهائيّة المنشودة لبناء شخصيّة المتعلّم، وتنمية اتجاهات حُبّ التعلُّم ومهارات التعلُّم المستمرّ، فضلًا عن تحسين الكتاب بإضافة الجديد إلى محتواهُ، وإثراءِ أنشطته المتنوّعة، والأخذِ بملاحظات المعلّمين.

والله ولي التوفيق

المركز الوطني لتطوير المناهج

الوحدةُ 1

الحموضُ والقواعد وتطبيقاتها
Acids and Bases and their Applications



أتأمَّلُ الصورة

تحتوي كثير من المواد الغذائيّة التي نتناولها على مواد حمضيّة تكسبها طعمًا لاذعًا، كالليمون والبندورة والمشروبات الغازية، وأخرى تحتوي على موادَّ قاعديّة تكسبها طعمًا خاصًّا بها، مثل: السبانخ والخيار والخسّ وغيرها، ولكلِّ مادّة من هذه الموادّ درجةُ حموضة تميِّزُها عن غيرها. فما المقصود بالحمض والقاعدة؟ وكيف تُقاس درجة حموضة محاليل هذه الموادّ؟

الفكرة العامة

تُصَنَّفُ الموادُّ التي نستخدمها في حياتنا اليوميّة بالاعتماد على درجة حموضتها إلى موادَّ حِمضيّة وموادَّ قاعديّة وأخرى متعادلة، وينطبق ذلك على الموادّ الغذائيّة أيضًا، وتختلف هذه الموادُّ في خصائصها واستخداماتها، ويمكن تقدير درجة حموضتها بطرائقَ مختلفة.

الدرس الأول: الحموضُ والقواعد.

الفكرة الرئيسة: تتمايز الحموضُ والقواعد في خصائصها الكيميائيّة والفيزيائيّة التي تُحَدِّدُ استخداماتها، ويمكن تعرُّفُ الحِمض والقاعدة عن طريق عدد منَ المفردات، مثل: أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد، والأزواج المترافقة، وأزواج الإلكترونات.

الدرس الثاني: الرَّقْمُ الهيدروجيني ومحاليل الحُموض والقواعد القويّة.

الفكرة الرئيسة: تحتوي المحاليل المائيّة على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة المحلول pH أو درجة قاعديَّته pOH بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه.

الدرس الثالث: محاليل الحموض والقواعد الضعيفة.

الفكرة الرئيسة: يتأيَّنُ الحِمضُ الضعيف في المحلول المائي جُزئيًّا، وَيُعَبَّرُ عن قدرته على التأيُّن باستخدام ثابت تأيُّن الحِمض K_a، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يُعَبَّرُ عن مدى تأيُّنها بثابت تأيُّن القاعدة K_b، وَتُستخدَمُ ثوابتُ التأيُّن لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول.

الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة.

الفكرة الرئيسة: للكثير منَ الأملاح إما خصائصُ حِمضيّة أو قاعديّة تغيِّرُ من الرَّقْمَ الهيدروجينيَّ للمحلول الذي تُضاف إليه، وينتج عن ذوبان الملح القاعدي المشتق من الحمض الضعيف فيه ما يسمى المحلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحمضي المشتق منها. ويقاومُ المحلولُ المنظمُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني فيما لو أُضيفت إليه كميّةٌ قليلة من حِمض أو قاعدة قويّة.

تجربة استهلالية

خصائصُ الحِمض والقاعدة

الموادُّ والأدوات: محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl تركيزُهُ 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزُهُ 0.1 M، أنابيب اختبار عدد 3، حامل أنابيب، أوراق الكاشف العام، مِخبار مُدَرَّج ، ميزان حرارة، كأس زجاجيّة، ماء مقطر.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أحذر استنشاق حِمض الهيدروكلوريك، ولمس محلول هيدروكسيد الصوديوم.

خطواتُ العمل:

1. **أقيس.** أستخدمُ المِخبارَ المُدَرَّج في قياس 3 mL من محلول حِمض الهيدروكلوريك، ثم أضعُها في أُنبوب اختبار وَأُرَقِّمُه (1).
2. **أقيسُ** درجة حرارة المحلول باستخدام ميزان الحرارة، وَأُسَجِّلُها.
3. **أُلاحظ.** أغمسُ ورقة الكاشف العام في المحلول، وأُلاحظ تغيُّرَ لونها، وَأُسَجِّلُه.
4. **أقيس.** أستخدمُ المِخبارَ المُدَرَّجَ في قياس 3 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم، ثم أضعُها في أُنبوب اختبار آخرَ وَأُرَقِّمُه (2).
5. أُكَرِّرُ الخُطوتين (2، 3) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم، وَأُسَجِّلُ النتائج.
6. **أُجَرِّب.** أسكبُ محتويات الأُنبوب (1) في كأس زجاجيّة، وَأُضيف إليها تدريجيًّا محلولَ هيدروكسيد الصوديوم منَ الأُنبوب 2، ثمّ أُكَرِّرُ الخُطوتين (2، 3) لمحتويات الكأس الزجاجيّة، وَأُسَجِّلُ النتائج.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ التغيُّرَ الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كلٍّ من حِمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.

2- **أُقَدِّرُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكلٍّ منَ المحلولين.

3- **أُفَسِّرُ** اختلافَ درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كلٍّ منهما.

4- **أُقَدِّرُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول الناتج من خلط المحلولين في الكأس الزجاجيّة.



الفكرةُ الرئيسة:

تتمايز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائيّة والفيزيائيّة التي تُحَدِّدُ استخداماتها، ويمكن تعرُّفُ الحِمض والقاعدة عن طريق عدد منَ المفردات، مثل: أيون الهيدروجين، وأيون الهيدروكسيد، والأزواج المترافقة، وأزواج الإلكترونات.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أَصِفُ الحِمضَ والقاعدة وفقَ مفهوم كلٍّ من أرهينيوس، وبرونستد- لوري، ولويس.
- أُحَدِّدُ الأزواج المترافقة بشكل صحيح.
- أكتبُ معادلاتٍ كيميائيّةً وفقَ مفهوم برونستد- لوري.
- استنتجُ استخدامات الحموض والقواعد.

المفاهيم والمصطلحات:

الحِمض	Acid
القاعدة	Base
زوج مترافق	Conjugated Pair
قاعدة مرافقة	Conjugate Base
حِمض مرافق	Conjugate Acid
موادُّ أمفوتيريّة:	Amphoteric Substances
حِمض أُحادي البروتون	Monoprotic Acid
حَمض ثنائي البروتون	Diprotic Acid
حِمض ثلاثي البروتون	Triprotic Acid

مفاهيمُ الحموض والقواعد Acid Base Concepts

توجد الحموضُ والقواعد في كثير منَ المواد الغذائيّة، فالحموض تعطي الأطعمة طعمًا حامضًا أو لاذعًا، فالليمون والبرتقال والبندورة تحتوي على حموض، مثل السيتريك، الذي يكسبُها الطعم الحمضي، كما تحتوي المشروبات الغازيّة على حِمض الكربونيك، انظُر الشكل (1). وتؤثر الحموضُ في الكواشف المختلفة، فهي تحوِّلُ لونَ ورقة تبّاع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر. أمّا القواعدُ فتوجد في كثير منَ الموادّ الغذائيّة، مثل الخضراوات، كالسبانخ والبروكلي والخيار، وبعض الفواكه، مثل التفاح والمشمش والفراولة، وتدخلُ القواعد في صناعة المنظفات، فمثلًا يُستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزليّة، وصناعة الصابون، انظُر الشكل (2). وتتميَّزُ القواعد بطعمها المُرِّ وملمسها الزَّلِق وتأثيرها في الكواشف، فهي تحوِّلُ لونَ ورقة تبّاع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق.

كيف عرَف الكيميائيون كلًّا منَ الحِمض والقاعدة؟ وكيف تطوَّرَ مفهوما الحِمض والقاعدة ليشملا أكبر عدد ممكن منَ الموادّ؟

مفهومُ أرهينيوس Arrhenius Concept

تمكَّنَ العالِمُ أرهينيوس Arrhenius، عن طريق دراسته التوصيل الكهربائيّ لمحاليل الموادّ الأيونيّة، من وضع تصوُّر حول مفهوم كلٍّ منَ الحِمض والقاعدة، وقد عُدَّ هذا خطوةً رائدة في مجال الكيمياء والتحليل الكيميائي. فما المقصودُ بالحِمض عند أرهينيوس؟ وما المقصودُ بالقاعدة؟



الشكلُ (1): موادُّ تحتوي على الحُموض.

حِمضُ أرهينيوس Arrhenius Acid

توصَّل أرهينيوس إلى أنَّ **الحِمض Acid** مادّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروجين (H^+). فمثلًا، عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيونُ الهيدروجين H^+ في المحلول، كما في المعادلة الآتية:

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

أمّا حِمضُ النيتريك HNO_3، فيتأيَّنُ في الماء مُنتِجًا أيونَ الهيدروجين H^+، كما في المعادلة الآتية:

$$HNO_{3(aq)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

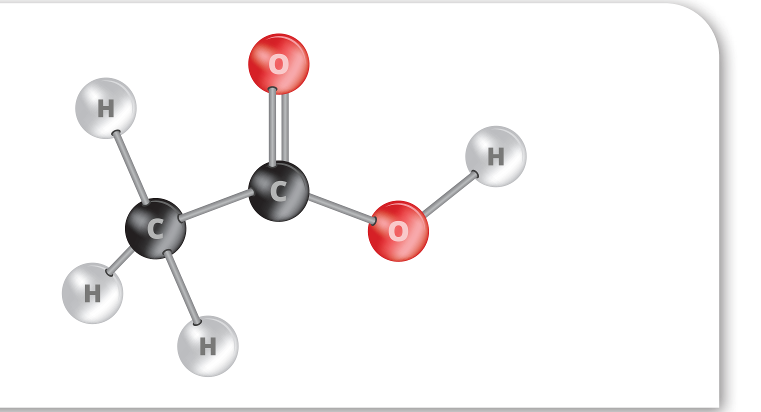
وهذا ينطبقُ على جميع حموض أرهينيوس؛ فهي تحتوي على ذرّة هيدروجين أو أكثر، ترتبط برابطة تساهميّة قطبيّة بذرّة أخرى ذات سالبيّة كهربائيّة عالية نسبيًّا أو مجموعة أيونيّة؛ ممّا يسمح لها بالتأيُّن في المحلول المائي. ويبيِّنُ الجدول (1) بعضَ حموض أرهينيوس.

الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

الحِمض	الصيغة الكيميائية
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3
الكبريتيك	H_2SO_4
الفسفوريك	H_3PO_4
الإيثانويك	CH_3COOH
الكربونيك	H_2CO_3

يتَّضِحُ منَ الجدول أنَّ حموض أرهينيوس جميعَها تحتوي على ذرّات الهيدروجين القابلة للتأيُّن، فبعضها يحتوي على ذرّة هيدروجين واحدة، مثل HCl، ويسمّى **حِمضًا أُحادِيَّ البروتون Monoprotic Acid**، وبعضها يحتوي على ذرّتي هيدروجين، مثل حِمض الكبريتيك H_2SO_4، ويسمّى **حِمضًا ثنائِيَّ البروتون Diprotic Acid**، في حين يحتوي بعضُها على ثلاث ذرّات هيدروجين، مثل حِمض الفسفوريك H_3PO_4، ويسمّى **حِمضًا ثلاثيَّ البروتون Triprotic Acid**. وبالتدقيق في صيغة حمض الإيثانويك CH_3COOH نجد أنه يحتوي على ثلاث ذرّات هيدروجين مرتبطة بذرّة الكربون ليس لها القدرة على التأيُّن؛ لأنَّ الروابط بينها غيرُ قطبيّة ممّا يمنع تأيُّنَها. انظُر الشكل (3)، الذي يبيِّنُ الشكلَ البنائي لحِمض الإيثانويك، وهناك ذرّة هيدروجين أخرى مرتبطة بذرة الأكسجين ذات السالبيّة الكهربائيّة العالية، وهي الوحيدة التي تتأيَّنُ في المحلول؛ ولذلك يُصنَّفُ على أنه حِمضٌ أُحادي البروتون، كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3COOH_{(aq)} \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$



الشكلُ (3): الشكل البنائي لحِمض الإيثانويك.



الربط مع الزراعة حِمض الكبريتيك H_2SO_4

عرف العربُ حِمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالِمُ جابر ابنُ حيّان وأطلق علية اسمَ زيت الزاج. يستخدم حِمضُ الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها منَ الفطريات.

قاعدةُ أرهينيوس Arrhenius Base

عَرَّفَ أرهينيوس **القاعدة Base** بأنها مادّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروكسيد OH^-. فمثلًا، عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء ينتج أيونُ الهيدروكسيد OH^-، كما في المعادلة الآتية:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} OH^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

ويتأيَّنُ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في الماء، كما في المعادلة الآتية:

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} OH^-_{(aq)} + K^+_{(aq)}$$

وينطبق ذلك -بشكل عام- على هيدروكسيدات فلزّات المجموعتين الأولى والثانية من الجدول الدوري، ويبيِّنُ الجدولُ (2) بعضَ قواعد أرهينيوس. يتضح منَ الجدول أنَّ قواعد أرهينيوس كُلِّها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH، وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد، مثل هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$. وسنقتصِرُ دراسَتَنا على الحُموض أحاديَّة البروتون والقواعد أحادية الهيدروكسيد.

رغم الإنجاز الكبير الذي حققه مفهومُ أرهينيوس في مجال الكيمياء، فقد بقي محدودًا بسبب تناوله الحموض والقواعد في المحاليل المائيّة فقط، ولم يتمكَّن من تفسير التأثير القاعدي لقواعد معروفة، مثل الأمونيا NH_3، ومن تفسير التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl الحمضي أو كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ القاعدية.

الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

القاعدة	الصيغة الكيميائية
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
هيدروكسيد المغنيسيوم	$Mg(OH)_2$
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$

أتحقَّق:

1- أُصَنِّفُ الموادَّ الآتية إلى حموضٍ وقواعدَ وفقَ مفهوم أرهينيوس:

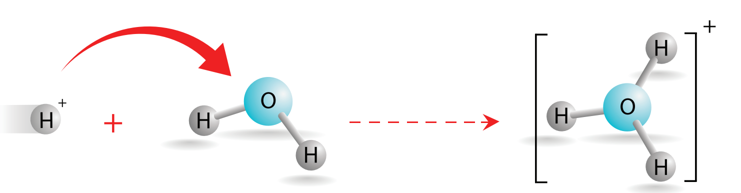
$HClO_4$ ، KOH ، HNO_3 ، HCOOH ، $Sr(OH)_2$

2- أكتبُ معادلة تبيِّنُ التأثيرَ القاعدي لمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

أيونُ الهيدرونيوم Hydronium Ion

يتأيَّنُ الحِمضُ في المحلول وينتج أيونَ الهيدروجين H^+، الذي يتكوَّنُ منَ بروتون واحد فقط، وهو جسيم صغير جدًّا يحمل شحنة كهربائيّة عالية جدًّا (ذو كثافة كهربائيةعالية) فلا يمكن أن يوجد منفردًا في المحلول؛ إذ يرتبط أيونُ الهيدروجين بجزيء ماء مكوِّنًا **أيونَ الهيدرونيوم Hydronium Ion**، كما في المعادلة الآتية:

$$H^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)}$$



وبهذا يمكن التعبيرُ عن أيون الهيدروجين في المحلول باستخدام أيون الهيدرونيوم H_3O^+، وبذلك تكتبُ معادلةُ تأيُّن كلوريد الهيدروجين HCl كما في الآتي:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

مفهومُ برونستد – لوري Bronsted–Lowry Concept

قَدَّمَ مفهومُ أرهينيوس تفسيرًا مقبولًا لسلوك كثير منَ الحموض والقواعد، إلّا أنه لم يتمكَّن من تفسير كثير من تفاعلاتها، مثل تفاعل حِمض الهيدروكلوريك HCl معَ الأمونيا NH_3، الذي ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، الذي يمثِّلُ تفاعلَ حِمضٍ معَ قاعدة، سواء في المحاليل أو في الحالة الغازيّة، كما يأتي:

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$$

$$NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

فالأمونيا NH_3 قاعدة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد؛ ممّا دفع الكيميائيين إلى تطوير مفهومي الحِمض والقاعدة؛ إذ تمكَّنَ العالمان برونستد Bronsted، ولوري Lowry، من وضع تصوُّر جديد لمفهومي الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون H^+ (أيون الهيدروجين) منَ الحِمض إلى القاعدة في أثناء التفاعل؛ وبذلك فقد قدَّما تعريفًا أكثرَ شمولًا لكلٍّ منَ الحِمض والقاعدة، وَعَرَّفا الحِمض بأنه مادّةٌ يمكنها منحُ بروتون في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)، أمّا القاعدة فهي مادّةٌ يمكنها استقبالُ بروتون في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).

فمثلًا، عند إذابة كلوريد الهيدروجين HCl في الماء فإنه يمنح البروتونَ (H^+)، ويمثِّلُ الحِمض، بينما يستقبل الماء البروتونَ (H^+)، ويمثِّلُ القاعدة، والمعادلة الآتية توضِّحُ ذلك:

$$\underset{\text{مانح}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{مستقبل}}{H_2O_{(l)}} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

أمّا عند إذابة الأمونيا NH_3 في الماء فإنها تستقبلُ البروتونَ (H^+) منَ الماء؛ وبهذا فإنها تمثِّلُ القاعدة، في حين يمثِّلُ الماءُ الحِمضَ في التفاعل، كما في المعادلة الآتية:

$$\underset{\text{مستقبل}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{مانح}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons NH_4{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

وعند خلط محلول HCl معَ محلول NH_3 ينتقل البروتونُ (H^+) من HCl، الذي يمثِّلُ الحِمض في التفاعل، إلى NH_3، التي تمثِّلُ القاعدة، والمعادلة الآتية توضِّحُ ذلك:

$$\underset{\text{مستقبل}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{مانح}}{HCl_{(aq)}} \longrightarrow NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

وبهذا يمكن النظرُ إلى التفاعلات التي يحدث فيها انتقالٌ للبروتون على أنها تفاعلاتُ حِمضٍ وقاعدة.

أتحقَّق: أُحَدِّدُ الحِمضَ والقاعدة في التفاعلين الآتيين:

$$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

الأزواجُ المترافقة Conjucated Pairs

فَسَّرَ برونستد- لوري كثيرًا من تفاعلات الحموض والقواعد بالاعتماد على انتقال البروتون منَ الحمض إلى القاعدة في التفاعل. فمثلًا، يتفاعل الحِمض HCl معَ محلول القاعدة CH_3NH_2، كما في المعادلة الآتية:

$$\underset{\text{مانح (حِمض)}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{مستقبل (قاعدة)}}{CH_3NH_{2(aq)}} \longrightarrow \underset{\text{حِمض مرافق}}{CH_3NH_3{}^+{}_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{Cl^-{}_{(aq)}}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلة أنَّ الحِمض HCl يمنحُ البروتونَ H^+، ويُنتِجُ الأيونَ Cl^-، الذي يسمّى **قاعدة مرافقة Conjugate Base**، وهي المادّةُ الناتجة عن منح الحِمض للبروتون، كما تستقبلُ القاعدةُ CH_3NH_2 البروتونَ H^+، وينتج عن ذلك الأيونُ $CH_3NH_3{}^+$، ويسمّى **الحِمضَ المرافق Conjugate Acid**، وهي المادّةُ الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون؛ وبهذا يكون لكلِّ حِمض في التفاعل قاعدةٌ مرافقة في الموادّ الناتجة، ولكلِّ قاعدة في التفاعل حِمضٌ مرافق في الموادّ

الربط معَ العلوم الطبيّة

سِرُّ الطعم المُرّ للأدوية

يتكوَّنُ العديد منَ الأدوية من قواعدَ تسمّى الأمينات، وهي موادٌّ عضويّةٌ تُشتقُّ منَ الأمونيا NH_3، فالمستخلص المُرُّ من لِحاء الكينا مادّةٌ تسمّى الكينين، وهو منَ الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا.

الناتجة، وَيُسَمّى الحِمضُ وقاعدتُهُ المرافقة، أو القاعدةُ وحِمضُها المرافق، **زوجًا مترافقًا** **Conjugated Pair**. ويمكن ملاحظةُ ذلك أيضًا عند تفاعل حِمض الهيدروفلوريك معَ الماء، كما في المعادلة الآتية:

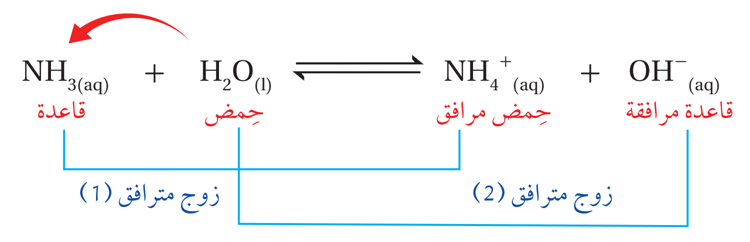
$$HF_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons F^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حِمض (مانح) — قاعدة (مستقبل) — قاعدة مرافقة — حِمض مرافق

زوج مترافق (2) — زوج مترافق (1)

يَتَّضِحُ أنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: الحِمض وقاعدته المرافقة ($HF\backslash F^-$)، والقاعدة وحِمضها المرافق ($H_2O\backslash H_3O^+$).

ويشتملُ تفاعلُ الأمونيا NH_3 معَ الماء على زوجين مترافقين أيضًا، كما يَتَّضِحُ في المعادلة الآتية:



أُصَمِّمُ، باستخدام برنامج سكراتش (Scratch)، عرضًا يُوَضِّحُ مفهومَ الحِمض والقاعدة والأزواج المترافقة وفقَ مفهوم برونستد – لوري، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي وزملائي.

يَتَّضِحُ أنَّ التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين، هما: القاعدة وحمضها المرافق ($NH_3\backslash NH_4^+$)، والحمض وقاعدته المرافقة ($H_2O\backslash OH^-$)؛ وبهذا فإنَّ التفاعل وفقَ مفهوم برونستد–لوري يحتوي على زوجين مترافقين: الحِمض وقاعدته المرافقة، والقاعدة وحمضها المرافق.

✓ **أتحقَّق:** أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين في كلٍّ منَ التفاعلين الآتيين:

$$H_2CO_{3(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

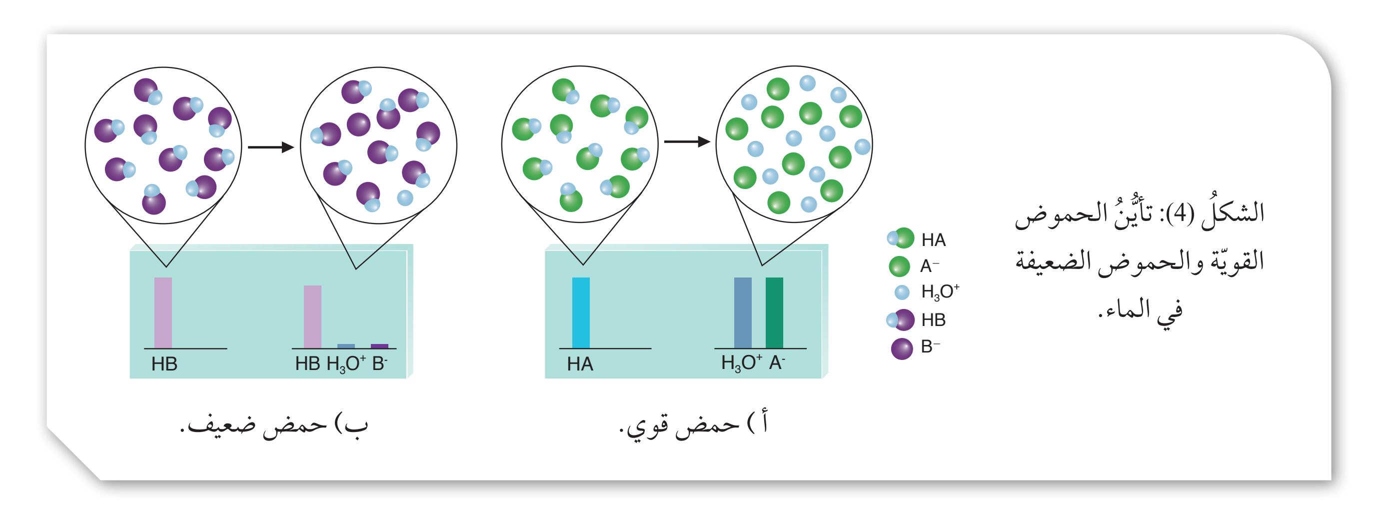
قوّةُ الحِمض والقاعدة Acid and Base Strength

ترتبط قوّةُ الحِمض بقدرته على التأيُّن ومنح البروتون، فالحِمض القويُّ يتأيَّنُ كُليًّا في المحلول، ويتجه التفاعل نحو تكوين الموادّ الناتجة. فمثلًا، يتأيَّنُ الحِمض HCl في الماء كُليًّا، كما في المعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

حِمض — قاعدة — حِمض مرافق — قاعدة مرافقة

يَتَّضِحُ منَ المعادلة أنَّ HCl في المحلول يسلُكُ سلوكَ الحِمض، بينما



الشكلُ (4): تأيُّنُ الحموض القويّة والحموض الضعيفة في الماء.

أ) حمض قوي.

ب) حمض ضعيف.

يسلُكُ الماءُ H_2O سلوكَ القاعدة، فإذا افترضنا حدوثَ تفاعل عكسي فإنَّ الأيون Cl^- يسلُكُ كقاعدة، بينما يسلُكُ H_3O^+ سلوكَ الحِمض. وبما أنَّ التفاعلَ يتَّجِه كُليًّا نحوَ تكوين الموادّ الناتجة، فإنَّ ذلك يشيرُ إلى أنَّ الحِمض HCl أكثرُ قدرةً على منح البروتون منَ الحِمض H_3O^+، وأنه أقوى منَ الحِمض H_3O^+، كما يشيرُ إلى أنَّ القاعدة Cl^- أقلُّ قدرةً على استقبال البروتون منَ القاعدة H_2O، وبذلك يكونُ H_2O قاعدة أقوى من Cl^- في التفاعل؛ وبهذا نجد أنَّ الحِمض والقاعدة في جهة الموادّ المتفاعلة أقوى منَ الحمض والقاعدة في جهة الموادّ الناتجة، وأنَّ التفاعل يتَّجِه نحوَ تكوين الموادّ الناتجة، انظُر الشكل (4/أ)؛ ما يشيرُ إلى عدم حدوث تفاعل عكسي؛ ولذلك يُعَبَّرُ عنِ التفاعل بسهم باتجاه واحد، كما وَردَ في المعادلة.

أمّا الحموض الضعيفة فتتأيَّنُ جزئيًّا في المحلول، ويكون التفاعل منعكسًا. فمثلًا، يتأيَّنُ حِمضُ الإيثانويك CH_3COOH في الماء بدرجة ضئيلة، كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

حِمض   قاعدة   حِمض مرافق   قاعدة مرافقة

تشيرُ درجةُ التأيُّن الضئيلة للحِمض CH_3COOH إلى أنَّ تركيزَهُ في المحلول يكون عاليًا مقارنةً بتركيز الحِمض H_3O^+، انظُر الشكل (4/ب)؛ ما يعني أنَّ الحِمض CH_3COOH أقلّ قدرةً على منح البروتون منَ الحِمض H_3O^+؛ وبهذا يكون الحِمضُ CH_3COOH أضعفَ منَ الحِمض H_3O^+، كما نجد أنَّ القاعدة CH_3COO^- أكثرُ قدرةً على استقبال البروتون منَ القاعدة H_2O في المحلول؛ وبهذا تكون القاعدةُ CH_3COO^- أقوى منَ القاعدة H_2O، وهذا يُفَسِّرُ حدوثَ التفاعل العكسي.

يَتَّضِحُ ممّا سبق أنَّ الحِمض القوي HCl تكون قاعدتُهُ المرافقة Cl^- ضعيفة نسبيًّا، وأنَّ الحِمض الضعيف CH_3COOH تكون قاعدتُهُ المرافقة CH_3COO^- قويّة نسبيًّا، وكلّما زادت قوّةُ الحِمض قلّت قوّةُ القاعدة المرافقة الناتجة عنه،

وأنَّ التفاعل يتَّجِه نحو تكوين الموادّ الأضعف؛ أي أنَّ موضع الاتزان يُزاح جهة الموادّ الأضعف في التفاعل، ويبيِّنُ الجدول (3) العلاقة بين قوَّة الحموض وقوَّة قواعدها المرافقة. وينطبق ذلك على القواعد الضعيفة وحموضها المرافقة، فالقاعدة الأقوى يكون حِمضُها المرافق أضعف، وكلّما زادت قوَّةُ القاعدة قلّت قوَّةُ الحِمض المرافق الناتج عنها.

✓ **أتحقَّق:** اعتمادًا على الجدول (3)، أُجيب عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ الحِمضَ الأقوى بين الحموض الآتية:

HNO_2, HBr, H_2CO_3

2- أُحَدِّدُ أيَّ الحموض الآتية تكون قاعدتُهُ المرافقة هي الأقوى:

HI, H_2S, HF

3- أُحَدِّدُ الجهة التي يُزاح نحوَها الاتزانُ في التفاعل الآتي:

$$HNO_{2(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

الموادُّ الأمفوتيريّة: Amphoteric Substances

يتأثر سلوكُ المادّة كحِمض أو قاعدة وفقَ مفهوم برونستد – لوري تبعًا لطبيعة الموادّ التي تتفاعل مَعَها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله، فبعض الموادّ تسلُكُ كحِمض في تفاعل وتسلُكُ كقاعدة في تفاعلٍ آخَرَ، وتسمّى موادَّ أمفوتيريّة أو مُتردِّدة Amphoteric Substance. فمثلًا الماء في التفاعلات السابقة يسلُكُ كقاعدة في تفاعله معَ الحموض، مثل حِمض الهيدروكلوريك HCl، ويسلُكُ كحِمض في تفاعله معَ القواعد، مثل تفاعله معَ الأمونيا NH_3؛ وبهذا يُعَدُّ الماءُ مادّةً أمفوتيريّة.

وهناك العديدُ منَ الأيونات السالبة المحتوية على الهيدروجين والقادرة على منحه في التفاعل تسلُكُ سلوكًا أمفوتيريًّا، مثل الأيونات: $HSO_3^-, HCO_3^-, H_2PO_4^-, HS^-$، وَتُستثنى من ذلك أيونات OH^-، وأيونات الكربوكسيل، مثل: $HCOO^-$ و CH_3COO^-.

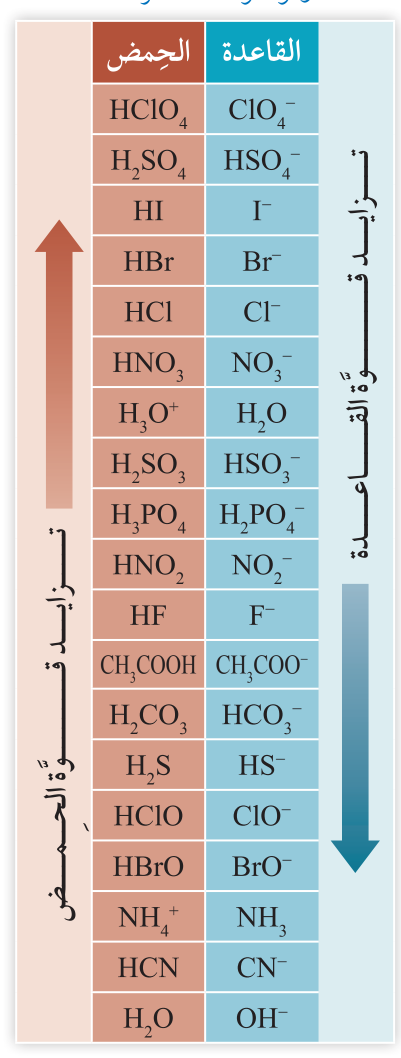
فمثلًا، يسلُكُ الأيونُ HSO_3^- سلوكَ القاعدة عند تفاعله معَ حِمض الهيدروفلوريك HF، كما في المعادلة الآتية:

$$\underset{\text{قاعدة}}{HSO_3^-{}_{(aq)}} + \underset{\text{حمض}}{HF_{(aq)}} \rightleftharpoons H_2SO_{3(aq)} + F^-_{(aq)}$$

ويسلُكُ أيضًا سلوكَ الحِمض عند تفاعله معَ قاعدة، مثل CN^-، فهو يمنح البروتون H^+ إلى أيون CN^- في أثناء التفاعل؛ وبهذا فإنَّ أيونَ CN^- يمثِّل القاعدة في التفاعل، والمعادلة الآتية توضِّحُ ذلك:

$$\underset{\text{حمض}}{HSO_3^-{}_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{CN^-_{(aq)}} \rightleftharpoons SO_3^{2-}{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

الجدول (3): العلاقة بين قوَّة الحموض وقوة قواعدها المرافقة.



الحِمض	القاعدة
$HClO_4$	ClO_4^-
H_2SO_4	HSO_4^-
HI	I^-
HBr	Br^-
HCl	Cl^-
HNO_3	NO_3^-
H_3O^+	H_2O
H_2SO_3	HSO_3^-
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$
HNO_2	NO_2^-
HF	F^-
CH_3COOH	CH_3COO^-
H_2CO_3	HCO_3^-
H_2S	HS^-
$HClO$	ClO^-
$HBrO$	BrO^-
NH_4^+	NH_3
HCN	CN^-
H_2O	OH^-

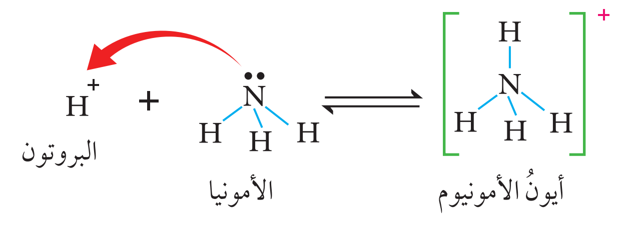
✓ **أتحقَّق:** أكتبُ معادلتين كيميائيتين أُوَضِّحُ فيهما سلوكَ الأيون HCO_3^- معَ كلٍّ من OH^- و HNO_2.

مفهومُ لويس Lewis Concept

فَسَّرَ مفهومُ برونستد-لوري سلوكَ الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال البروتون (H^+) منَ الحِمض إلى القاعدة، إلّا أنه لم يوضِّح كيفيّة ارتباط البروتون بالقاعدة، كما أنَّ هناك العديد من تفاعلات حِمض- قاعدة لا تشتملُ على انتقال للبروتون، مثل تفاعل CO_2 معَ الماء، وتفاعل بعض الأيونات الفلزيّة معَ الماء أو الأمونيا مثلًا. فكيف يمكن تفسير سلوك هذه الموادّ؟

درس لويس Lewis تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتملُ على انتقال للبروتون، ووضع تصوُّرًا جديدًا لمفهوم الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات منَ القاعدة إلى الحمض؛ فقد عَرَّفَ الحِمض بأنه مادّةٌ يمكنُها استقبالُ زوج أو أكثرَ منَ الإلكترونات في أثناء التفاعل، أمّا القاعدة فهي مادّة يمكنُها منحُ زوج منَ الإلكترونات في أثناء التفاعل.

ساعد هذا المفهوم على تفسير تكوين الرابطة في تفاعل الحِمض HCl معَ القاعدة NH_3؛ فأيونُ الهيدروجين H^+ (البروتون) الناتجُ من تأيُّن الحِمض يمتلكُ فلكًا فارغًا، بينما تمتلكُ ذرّةُ النيتروجين في الأمونيا NH_3 زوجًا غيرَ رابط منَ الإلكترونات، وعند انتقال البروتون H^+ إلى الأمونيا NH_3 فإنه يستقبلُ زوج إلكترونات غير رابط في ذرّة النيتروجين، ويرتبط به، فتنشأ بينهما رابطةٌ تناسقيّة، ويتكوَّنُ أيونُ الأمونيوم موجبُ الشحنة NH_4^+. ويمكن تمثيلُ التفاعل الحاصل بينهما على النَّحو الآتي:



يَتَّضِحُ ممّا سبق أنَّ مفهوم لويس استُخدم في تفسير تفاعلات حِمض -قاعدة التي ينطبقُ عليها مفهومُ برونستد- لوري، وتفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهومُ برونستد - لوري، مثل: تفاعل الأمونيا NH_3 معَ ثلاثي فلوريد البورون BF_3، الذي يُعَبَّرُ عنه بالمعادلة الآتية:

$$BF_3 + :NH_3 \longrightarrow F_3B-NH_3$$

حمض لويس   قاعدة لويس

فذرة النيتروجين N تمتلكُ زوجَ إلكترونات غير رابط في NH_3 يمكنها منحه؛ وبهذا فإنَّ NH_3 تمثِّلُ القاعدة، في حين أنَّ لدى ذرّة البورون B في BF_3 فلكًا فارغًا يُمَكِّنُها منَ استقبال زوج منَ الإلكترونات؛ وبهذا فإنَّ BF_3 يمثِّلُ الحِمض.

الربط معَ الحياة

استخدام القواعد في حياتنا اليوميّة.

تُستخدَمُ كثيرٌ منَ القواعد في حياتنا اليوميّة، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدَمُ في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أمّا هيدروكسيد الكالسيوم فَيُستخدَمُ في صناعة الإسمنت، ومعالجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعيّة، كما يُضافُ إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

كما تمكَّنَ لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقدة التي تنتُجُ من تفاعل أيونات بعض الفلزّات معَ جزيئات مثل H_2O أو NH_3 أو معَ أيونات أخرى مثل CN^-. فمثلًا، يتفاعل أيونُ Cu^{2+} معَ الماء H_2O لتكوين الأيون $Cu(H_2O)_6^{2+}$، كما في المعادلة الآتية:

$$Cu^{2+} + 6(:\ddot{O}-H) \rightleftharpoons Cu(H_2O)_6^{2+}$$

حمض لويس   قاعدة لويس

حيث يمتلكُ أيونُ النحاس Cu^{2+} أفلاكًا فارغة؛ ولذلك يمكنُهُ استقبالُ زوج أو أكثرَ منَ الإلكترونات منَ الماء؛ وبهذا فهو يمثِّلُ الحِمض في التفاعل، أمّا جزيءُ الماء H_2O فتمتلكُ ذرّةُ الأكسجين فيه زوجين غير رابطين منَ الإلكترونات يمكنها منحُ أحدهما لأيون النحاس Cu^{2+}؛ وبهذا فالماءُ يمثِّلُ القاعدة في التفاعل؛ لِذا يرتبطُ أيونُ النحاس Cu^{2+} عن طريق أفلاكه الفارغة بعدد من جزيئات الماء عن طريق أزواج الإلكترونات غير الرابطة بروابطَ تناسقيّة مكوِّنًا الأيونَ $Cu(H_2O)_6^{2+}$.

وكذلك يمكنُ تفسيرُ تفاعل أيون الفضَّة (Ag^+) معَ أيونات السيانيد CN^- لتكوين الأيون $Ag(CN)_2^-$، كما في المعادلة الآتية:

$$Ag^+_{(aq)} + 2CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons Ag(CN)_2{}^-_{(aq)}$$

فأيونُ الفضَّة الموجب يمتلكُ أفلاكًا فارغة، بينما يمتلكُ أيون السيانيد السالب CN^- أزواج إلكترونات غير رابطة؛ وبهذا فإنَّ أيون الفضَّة Ag^+ يستقبلُ أزواج الإلكترونات ويمثل حِمضَ لويس في التفاعل، في حين أنَّ كلَّ أيون سيانيد CN^- يمنحُ أيونَ الفضَّة زوجَ إلكترونات غير رابط ويمثلُ قاعدة لويس في التفاعل.

✔ **أتحقَّق:**

أُحَدِّدُ الحِمضَ والقاعدة حَسَبَ مفهوم لويس في كلٍّ منَ التفاعلات الآتية:

$$Ag^+_{(aq)} + 2NH_{3(aq)} \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2{}^+_{(aq)}$$

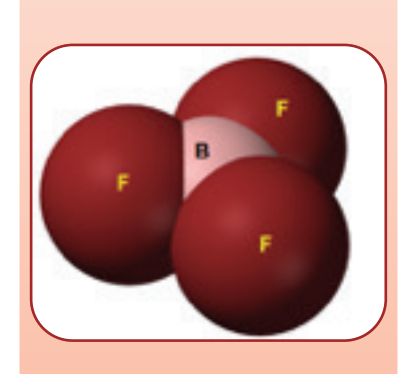
$$B(OH)_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons B(OH)_4{}^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

$$Ni^{2+}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ni(H_2O)_6{}^{2+}_{(aq)}$$



ثلاثي فلوريد البورون BF_3

يُحَضَّرُ صناعيًّا بعدَّة طرق، منها تسخينُ البورون معَ معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حِمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًّا، وهو غازٌ سامٌّ عديمُ اللون يُستخدَمُ في تحفيز العديد منَ التفاعلات العضويّة وتحفيز عمليات البلمرة للمركَّبات العضويّة غير المشبعة.



التجربة 1

مقارنةُ قوّة الحموض

الموادُّ والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزُهُ 0.1 M، محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزُهُ 0.1 M، كأس زجاجيّة سَعة 50 mL عدد 2، أسلاك توصيل، جهاز أميتر، مصدر كهربائي، مِخبار مُدَرَّج سَعة 50 mL، جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام، شريط مغنيسيوم Mg، أقطاب جرافيت.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أحذر استنشاقَ حِمض الهيدروكلوريك.

خطواتُ العمل:

1- أحضر الكأسين الزجاجيتين، وأكتب على كل منها اسمَ أحد المحلولين.

2- **أقيسُ** باستخدام المِخبارَ المُدَرَّج 20 mL من محلول HCl، وأضعُها في الكأس المخصَّصة لها.

3- **أقيسُ** باستخدام جهاز مقياس الرَّقْم الهيدروجيني أو ورق الكاشف العام الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، وَأُسَجِّلُ نتائجي.

4- **أُجَرِّب.** أوصل أقطابَ الجرافيت بالمصدر الكهربائي وبجهاز الأميتر، وأضعُها في محلول HCl، وَأُسَجِّلُ قراءة الأميتر.

5- **أُلاحظُ.** أغمسُ شريط مغنيسيوم طوله 2 cm في المحلول، وأُلاحظ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

6- **أُجَرِّبُ.** أُكَرِّرُ الخطوات السابقة لمحلول حِمض الإيثانويك CH_3COOH، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1. أُحَدِّدُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لكلٍّ منَ المحلولين.
2. أُحَدِّدُ المحلولَ الأكثرَ قدرةً على التوصيل الكهربائي.
3. **أُقارنُ** سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كلٍّ منَ المحلولين.
4. أُحَدِّدُ الحمضَ الأقوى والحِمضَ الأضعف.
5. **أستنتجُ** العلاقة بين قوّة الحِمض وكلٍّ منَ الرَّقْم الهيدروجيني والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز.

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة**: أُحَدِّدُ المفردات التي استُخدِمت في تعرُّف الحمض والقاعدة.

2- أُوَضِّحُ المقصود بكل ممّا يأتي:

- حِمض أرهينيوس.
- حِمض برونستد–لوري.
- قاعدة لويس.
- مادّة أمفوتيريّة.

3- أُكمِلُ الجدولَ الآتي باستخدام الأُسس التي اعتمد عليها مفهومُ الحِمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم	
	الحمض	القاعدة
أرهينيوس		
برونستد – لوري		
لويس		

4- **أُفَسِّرُ**:

- السلوكَ الحِمضي لمحلول حِمض HClO حَسَبَ مفهوم أرهينيوس.
- السلوكَ القاعدي لمحلول $C_2H_5NH_2$ حَسَبَ مفهوم برونستد – لوري.
- يُعَدُّ الحِمض HBr حمضًا قويًّا بينما يُعَدُّ HNO_2 حمضًا ضعيفًا.

5- **أُصَنِّفُ** المحاليلَ الآتية إلى حموضٍ وقواعدَ قويّةٍ أو ضعيفة:

H_2SO_3 , HI, KOH , HF , NH_3 , N_2H_4

6- أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلين الآتيين:

$$HClO_{(aq)} + C_6H_5NH_{2(aq)} \rightleftharpoons OCl^-_{(aq)} + C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)}$$

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

7- أُحَدِّدُ الحِمض والقاعدة وفقَ مفهوم لويس في المعادلة الآتية:

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Fe(H_2O)_6{}^{3+}{}_{(aq)}$$

8- **أُفَسِّرُ** السلوكَ الأمفوتيري للأيون $H_2PO_4^-$ عند تفاعله معَ كلٍّ من HNO_3 و CN^-، مُوَضِّحًا إجابتي بالمعادلات.

الفكرةُ الرئيسة:

تحتوي المحاليل المائيّة على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة المحلول pH أو درجة قاعديّته pOH بالاعتماد على تراكيز هذه الأيونات فيه.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أوضح المقصود بالتأيُّن الذاتي للماء.
- استنتج العلاقة بين تركيز H_3O^+ و OH^- في المحلول.
- أُجري حسابات تتعلق بالرَّقْم الهيدروجيني والرَّقْم الهيدروكسيلي في المحلول.
- أُجري تجارب لمعايرة حِمض قوي مع قاعدة قويّة.

المفاهيم والمصطلحات:

المحلول المائي	Aqueous Solution
التأيُّن الذاتي للماء	Autoionization of Water
ثابت تأيُّن الماء	Dissociation Constant for Water
الرَّقْم الهيدروجيني	Hydrogen Power pH
الرَّقْم الهيدروكسيلي pOH	Hydroxyl Power
المعايرة	Titration
نقطة التكافؤ	Equivalence Point
نقطة التعادل	Neutralization Point
كاشف	Indicator
نقطة النهاية	End Point

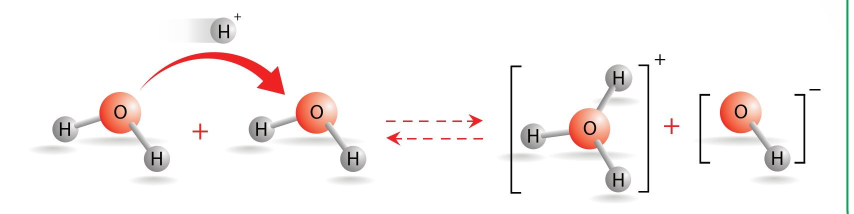
محاليلُ الحموض والقواعد القويّة
Strong Acids and Bases Solutions

تحتوي المحاليل المائيّة على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة منَ التأيُّن الذاتي للماء، وقد عَرَفتَ في ما سبق أنَّ إذابة الحِمض في الماء تُنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+، وأنَّ إذابة القاعدة في الماء تُنتج أيونات الهيدروكسيد OH^-. فما المقصودُ بالتأيُّن الذاتي للماء؟ وما العلاقةُ بين تراكيز أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد في المحلول المائي؟ وكيف يمكنُ حسابُ تراكيز هذه الأيونات في المحلول؟

التأيُّنُ الذاتي للماء Autoionization of Water

يُوصَفُ الماءُ النقي بأنه غيرُ موصل للتيار الكهربائي، إلّا أنَّ القياساتِ الدقيقةَ للموصليّة الكهربائيّة تشيرُ إلى أنه يمكن للماء أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جدًّا؛ ما يشيرُ إلى أنه يحتوي على نسبة ضئيلة منَ الأيونات الناتجة من تفاعل جُزيئات الماء في ما بينها؛ إذ يمكن لجزيء الماء أن يمنح البروتون ويتحوَّلَ إلى أيون الهيدروكسيد OH^-؛ وبهذا فهو يسلك سلوك الحِمض، في حين يستقبله جزيء ماء آخَرُ ويتكوَّنُ أيون الهيدرونيوم H_3O^+؛ وبهذا فهو يسلك سلوك القاعدة. وعليه، فنجدُ أنَّ الماء يحتوي على تراكيزَ متساويةٍ من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد OH^-، وَيُطلَقُ على هذا السلوك **التأيُّن الذاتي للماء Autoionization of Water**، وهو أنَّ بعض جُزيئات الماء تسلك كحموض وبعضَها الآخر يسلك كقواعد في الماء نفسه، والمعادلة الآتية توضِّحُ ذلك:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$



وقـد وُجـد أنَّ تراكيز هذه الأيونات صغير جدًّا، ويمكن حسـابُها باسـتخدام ثابـت الاتزان للتفاعل علـى النَّحو الآتي:

$$K_C = \frac{[H_3O^+]\ \ [OH^-])}{[H_2O]\ [H_2O]}$$

$$K_C[H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

ونظـرًا إلـى أنَّ تأيُّـن المـاء قليـل جـدًّا نفتـرض أنَّ تركيـز المـاء يبقـى ثابتًا؛ ويمكـن دمجُـهُ مـعَ ثابـت الاتـزان، وَيُعَبَّـرُ عنـه بثابت جديد يسـمّى **ثابـت تأيُّن المـاء Dissociation Constant for Water**، وَيُرمَـزُ لـه K_w، وَيُعـرَّفُ أنـه ثابـتُ الاتـزان لتأيُّن المـاء، وقد وُجد أنه يسـاوي 1×10^{-14} عنـد درجة حـرارة $25^\circ C$، وَيُعَبَّـرُ عنـه علـى النَّحـو الآتي:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1\times10^{-14}$$

يسـتفاد مـن ثابـت تأيُّـن المـاء في حسـاب تراكيز أيونـات H_3O^+ أو أيونات OH^- عندمـا يكـون تركيزُ أحدهمـا معروفًا. ونظرًا إلـى أنَّ تركيز أيونات H_3O^+ يكون مسـاويًا لتركيـز أيونات OH^- في المـاء، فإنه:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} M$$

يرتبـط أيـون H_3O^+ بمفهـوم الحِمـض، بينمـا يرتبـط أيـون OH^- بمفهـوم القاعـدة، ويمكـنُ تصنيـفُ المحاليـل تبعًـا لتراكيز هـذه الأيونات إلـى محاليلَ حِمضيّـةٍ أو قاعديّـة أو متعادلـة، كمـا يبيِّـنُ الجـدول (4):

الجدول (4): تصنيفُ المحاليل تبعًا لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^-.

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحِمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقلُّ من 1×10^{-7}
القاعدي	أقلُّ من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

المثال 1

أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي على أيونات OH^- تركيزُها 1×10^{-3} M

تحليل السؤال:

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-3}\ M$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+

الحل:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

المثال 2

أحسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها 1×10^{-9} M

تحليل السؤال:

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}\ M$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

المطلوب: حساب تركيز OH^-

الحل:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

✓ **أتحقَّق:** يُبيِّنُ الجدولُ الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	1×10^{-2} M		
المحلول الثاني		1×10^{-7} M	
المحلول الثالث		1×10^{-4} M	

محاليلُ الحموض القويّة Strong Acid Solutions

ترتبط قوة الحِمض بقدرته على التأيُّن ومنح البروتون في التفاعل، فعند إذابة الحِمض في الماء يتأيّن وَيُنتِجُ أيونَ الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونًا آخَرَ سالبًا. فمثلًا، عند إذابة 0.1 mol منَ الحِمض HCl من 1 L في الماء يتأيّن كُلّيًّا؛ ممّا يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+، كما في المعادلة الآتية:

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

ولمّا كان الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان معَ جُزيئات الماء غير المتأيّنة، كما يتضِحُ من معادلة التأيُّن الذاتي للماء:

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

فإنَّ موضع الاتزان في الماء يُزاح –وفقًا لمبدأ لوتشاتلييه– نحوَ اليسار؛ وبذلك يقلُّ تركيزُ أيونات OH^-، ويبقى ثابتُ تأيُّن الماء K_w ثابتًا. ونظرًا إلى أنَّ تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة منَ التأيُّن الذاتي للماء يكون صغيرًا جدًّا مقارنة بتركيزها الناتج من تأيُّن الحِمض القوي فيجري إهمالُه، وَيُعَدُّ الحِمضُ المصدرَ الرئيس لهذه الأيونات، ويكون تركيزُها في المحلول مساويًا لتركيز الحِمض؛ أي أنَّ:

$[H_3O^+] = [Acid]$

$[H_3O^+] = [HCl] = 1 \times 10^{-1}$ M

ويمكن حسابُ تركيز أيونات OH^- في المحلول باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}\ M$$

يتضِحُ ممّا سبق أنَّ إضافة حِمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حِمضي يكون فيه تركيز H_3O^+ أكبرَ من تركيز أيونات OH^-، ويبيِّنُ الجدول (5) أشهرَ الحموض القويّة، والأمثلة الآتية توضِّحُ كيفيّة حساب تركيز أيونات H_3O^+ وتركيز أيونات OH^- في محلول حِمض قوي.

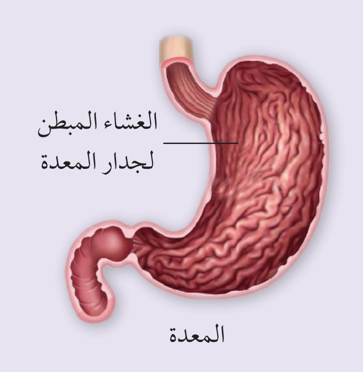
الجدول (5): أشهر الحموض القويّة.

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة
البيركلوريك	$HClO_4$
الهيدرويوديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3



الرّبطُ مع الحياة

يُعَدُّ حِمضُ الهيدروكلوريك (HCl) في المَعِدَة من أهم الإفرازات المعديّة التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المَعِدَة، وقد تجلت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المَعِدَة من تأثير هذا الحِمض ومنع تآكله، وذلك عن طريق الإفراز المستمرِّ للغشاء المخاطي المُبَطِّن لجدار المَعِدَة، كما في الشكل، الذي يمنع الحِمض منَ الوصول إلى النسيج الطلائي المُكَوِّن له، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدُّد بشكل مستمر.



المعدة

المثال 3

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حِمض الهيدروبروميك HBr تركيزه 1×10^{-3} M

تحليل السؤال:

$[HBr] = 1 \times 10^{-3}$ M

المطلوب: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:

معادلة تأيُّن الحِمض

$$HBr_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

$$[H_3O^+] = [HBr]$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

المثال 4

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيرُهُ بإذابة 0.02 mol من حِمض البيركلوريك $HClO_4$ في 400 mL من الماء.

تحليل السؤال:

معادلة تأيُّن الحِمض

$$HClO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$$

عدد مولات $HClO_4$ (n) = 0.02 mol

حجم المحلول (v) = 400 mL = 0.4 L

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:

أحسب أوّلًا تركيزَ الحِمض، الذي يساوي تركيز H_3O^+:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.02\ mol}{0.4L} = 5 \times 10^{-2}\ M$$

$$[H_3O^+] = [HClO_4]$$

$$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-2}\ M$$

أحسب تركيزَ OH^- باستخدام K_w، كما يأتي:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 2.0 \times 10^{-13}\ M$$

أتحقّق:

أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيزَ OH^- في محلول حِمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.04 M

محاليلُ القواعد القويّة Strong Bases Solutions

تتأيَّنُ القواعدُ القويّة كُلّيًّا في الماء، وينتج أيونُ OH^- وأيونٌ آخَرُ موجب. فمثلًا، عند إذابة 0.1 mol منَ القاعدة NaOH في 1 L في الماء تتأيَّن كُلّيًّا، ويزداد بذلك تركيزُ OH^-، كما في المعادلة الآتية:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ووفقًا لمبدأ لوتشاتيليه فإنَّ زيادة تركيز أيونات OH^- في الماء تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان فيه نحو اليسار؛ ممّا يقلل من تركيز أيونات H_3O^+، ويبقى ثابتُ تأيُّن الماء K_w ثابتًا. ونظرًا إلى أنَّ تركيز أيونات OH^- الناتجة من التأيُّن الذاتي للماء يكون صغيرًا جدًّا مقارنة بتركيزها الناتج من تأيُّن القاعدة فيمكن إهمالُها، وَتُعَدُّ القاعدة مصدرًا رئيسًا لهذه الأيونات، ويكون تركيزُها في المحلول مساويًا لتركيز القاعدة؛ أي أنَّ:

$$[OH^-] = [Base]$$

$$[OH^-] = [NaOH] = 1 \times 10^{-1}\ M$$

ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول باستخدام ثابت تأيُّن الماء، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}\ M$$

يتضِحُ ممّا سبق أنَّ إضافة قاعدة قويّة إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز OH^- ونقص تركيز H_3O^+، ويكون المحلول الناتج قاعديًّا، ويبيِّنُ الجدولُ (6) أشهرَ القواعد القويّة.

الجدول (6): أشهر القواعد القويّة.

اسم القاعدة	الصيغة الكيميائيّة
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH

الربطُ مع الصناعة — الشَّحمة Grease

تُستخدَمُ القواعدُ، مثل هيدروكسيد كلٍّ منَ الصوديوم والليثيوم والألمنيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسَمّى بالشُّحوم الصابونيّة (الشَّحمة)، التي تُستخدَمُ في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل منَ الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعدُ إلى الدهون النباتيّة أو الحيوانيّة لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشُّحوم أو ما يُسَمّى بالصابون الشَّحمي، مثل: الصّابون الليثيومي Lithium Grease، والصّابون الصوديومي Sodium Grease.



المثال 5

أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.5×10^{-3} M

تحليل السؤال:

$[LiOH] = 0.5 \times 10^{-3}$ M

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

الحل:

القاعدة LiOH قاعدة قويّة تتأيَّنُ كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

معادلة تأيُّن القاعدة:

$$LiOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أحسب تركيزَ OH^- وفقَ العلاقة الآتية:

$$[OH^-] = [LiOH]$$

$$[OH^-] = 0.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أحسب تركيزَ H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1\times10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أتحقَّق:

أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيزَ OH^- في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M

2- محلول جرى تحضيرُهُ بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ $Mr_{(NaOH)} = 40$ g\mol

الرَّقْمُ الهيدروجيني pH والرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

تحتوي المحاليلُ المائيّة على تراكيزَ صغيرةٍ جدًّا من أيونات الهيدرونيوم، التي تُعَبِّرُ عن حموضة المحلول، وأيونات الهيدروكسيد، التي تُعَبِّرُ عن قاعديّة المحلول. ولصعوبة التعامل معَ هذه الأرقام يستخدم الكيميائيون طرائقَ أسهل للتعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته، مثل: الرَّقْم الهيدروجيني pH، والرَّقْم الهيدروكسيلي pOH. فما المقصودُ بكلٍّ منهما؟ وكيف يُستخدم كلٌّ منهما في التعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته؟

الرَّقْمُ الهيدروجيني (pH): Hydrogen Power

تعتمد حموضة المحلول على تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيه، وقد اقترح الكيميائيون استخدام مفهوم **الرَّقْم الهيدروجيني Hydrogen Power** للتعبير عن حموضة المحلول، وهو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10، وَيُعَبَّرُ عنه رياضيًّا بالعلاقة الآتية:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

وَيُعَدُّ مقياسًا كميًّا لحموضة المحلول، فهو مقياس مُدَرَّجٌ من صفر إلى 14، ويبيِّنُ الشكلُ (5) العلاقة بين حموضة المحاليل وَرَقْمها الهيدروجيني pH وتراكيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+.

يتضِحُ منَ الشكل أنَّ المحلول الحمضي يكون تركيزُ H_3O^+ فيه أكبرَ من 10^{-7}، وتكون قيمة الرَّقْم الهيدروجيني pH أقلَّ من 7، وفي المحلول المتعادل يكون تركيزُ H_3O^+ مساويًا 10^{-7}، وقيمة الرَّقْم الهيدروجيني pH تساوي 7، أمّا في المحلول القاعدي فيكون تركيزُ H_3O^+ أقلَّ من 10^{-7}، وقيمة الرَّقْم الهيدروجيني pH أكبرَ من 7.

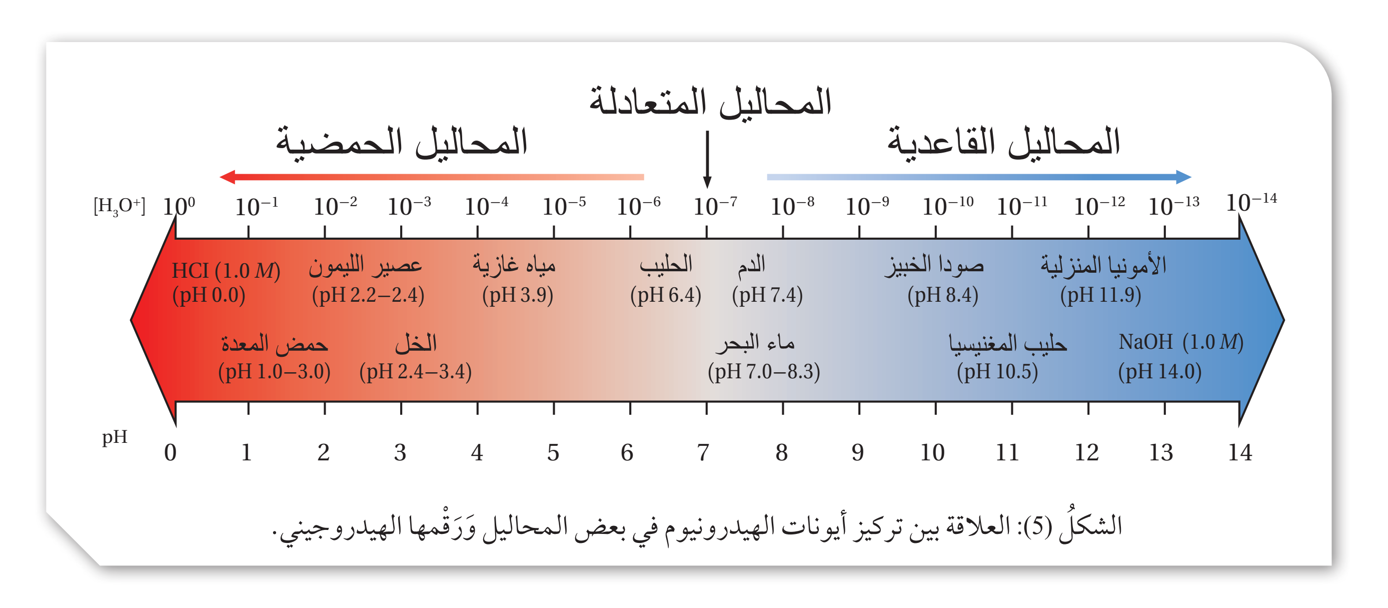
أتحقَّق:

1- أُحَدِّدُ، بالاعتماد على الشكل (5)، الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحاليل الآتية:

أ) محلولٌ تركيزُ H_3O^+ فيه يساوي 10^{-3} M

ب) محلولٌ تركيزُ H_3O^+ فيه يساوي 10^{-12} M

2- أستنتج أيَّ المحلولين السابقين حِمضي وأيهما قاعدي.



الشكلُ (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل وَرَقْمها الهيدروجيني.

أفكّر: أستنتج تركيز المحلول إذا كان رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي صفرًا $(pH = 0)$.

الحساباتُ المتعلقة بالرَّقْم الهيدروجيني

تتفاوت تراكيزُ أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدركسيد OH^- في المحاليل المائيّة للحموض والقواعد، ويحسب الرَّقْمُ الهيدروجيني pH للمحلول بالاعتماد على تركيز أيونات H_3O^+ وباستخدام العلاقة الآتية:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

المثال 6

أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.25 M (علماً أنّ $\log 2.5 = 0.4$).

تحليل السؤال: $[HNO_3] = 0.25\ M$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأيّنُ الحِمضُ HNO_3 كُلِّيًّا، كما في المعادلة الآتية:

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(2.5 \times 10^{-1}) = 1 - \log 2.5 = 1 - 0.4 = 0.6$$

المثال 7

أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض البيركلوريك $HClO_4$ تركيزه 0.04 M علمًا أنَّ $\log 4 = 0.6$.

تحليل السؤال: $[HClO_4] = 0.04\ M$

$\log 4 = 0.6$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

يتأيّنُ الحِمض $HClO_4$ كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

$$HClO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$$

$$[H_3O^+] = [HClO_4] = 0.04\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(4 \times 10^{-2}) = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$$

يُكتَبُ أحيانًا على بعض عبوات الأغذية والعصير الرَّقْمُ الهيدروجيني للمادة التي تحتويها، ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيها باستخدام العلاقة الآتية:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

المثال 8

أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة منَ الخلِّ مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH يساوي 4

تحليل السؤال: $pH = 4$

المطلوب: أحسب $[H_3O^+]$

الحل:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4}\,M$$

المثال 9

أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH يساوي 2.2

(علمًا أنَّ $\log 6.3 = 0.8$)

تحليل السؤال: $pH = 2.2$

المطلوب: أحسب $[H_3O^+]$

الحل:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 10^{(-2.2+3)-3}$$

$$= 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3}\,M$$

المثال 10

أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.02 M

علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$

تحليل السؤال: $[NaOH] = 2 \times 10^{-2}\,M$

المطلوب: أحسب pH لمحلول القاعدة

الحل:

تتأيَّنُ القاعدة NaOH كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$[OH^-] = [NaOH] = 2 \times 10^{-2}\,M$$

أحسب تركيزَ H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13}\,M$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

✓ أتحقَّق:

1- أحسب pH لمحلول حِمض الهيدرويوديك HI تركيزه 0.03 M. علمًا أنَّ $\log 3 = 0.48$.

2- أحسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة رَقْمُها الهيدروجيني يساوي 4.3. علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$.

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M. علمًا أنَّ $\log 2.5 = 0.4$.

الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH

يُستخدم **الرَّقْمُ الهيدروكسيلي Hydroxyl Power pOH** للتعبير عن قاعديّة المحلول، وَيُعرَّف بأنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10، وَيُعبَّرُ عنه بالعلاقة الآتية:

$$pOH = -\log [OH^-]$$



المثال 11

أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M

تحليل السؤال: $[KOH] = 1 \times 10^{-2}$ M

المطلوب: أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH

الحل:

تتأيَّنُ القاعدة القويّة KOH كُلِّيًّا في المحلول، كما في المعادلة:

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ويمكن حسابُ تركيز OH^- في المحلول، كما يأتي:

$[OH^-] = [KOH] = 1 \times 10^{-2}$ M

$pOH = -\log [OH^-]$

$pOH = -\log (1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2$

ويمكن حسابُ تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول بمعرفة الرَّقْم الهيدروكسيلي pOH فيه باستخدام العلاقة الآتية:

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

المثال 12

أحسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH يساوي 4

تحليل السؤال:

حليب المغنيسيا مادة قاعديّة؛ فهي تحتوي على تركيز عالٍ نسبيًّا من OH^-

$pOH = 4$

المطلوب: أحسب تركيزَ OH^- في الحليب

الحل:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 1 \times 10^{-4} M$$

أتحقَّق:

1- أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M (علماً أنّ $\log 4 = 0.6$).

2- أحسب $[OH^-]$ لعبوة مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH يساوي 3.2 (علمًا أنَّ $\log 6.3 = 0.8$)



الربطُ بالصّحةِ

حليب المغنيسيا: محلولٌ معلَّقٌ من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة، يُستخدَمُ في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المَعِدة، وهو متوفِّرٌ في الصيدليات على شكل حُبوب أو سائل.



العلاقة بين pH و pOH

يرتبط الرَّقْمُ الهيدروجيني pH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، في حين يرتبط الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH بتركيز أيونات الهيدروكسيد، وحاصل ضرب تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة، يُعَبِّرُ عنها ثابتُ تأيُّنِ الماء K_w بالعلاقة الآتية:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أنَّ:

$$\log[H_3O^+] + \log[OH^-] = -14$$

وبضرب المعادلة بإشارة (−) نحصل على:

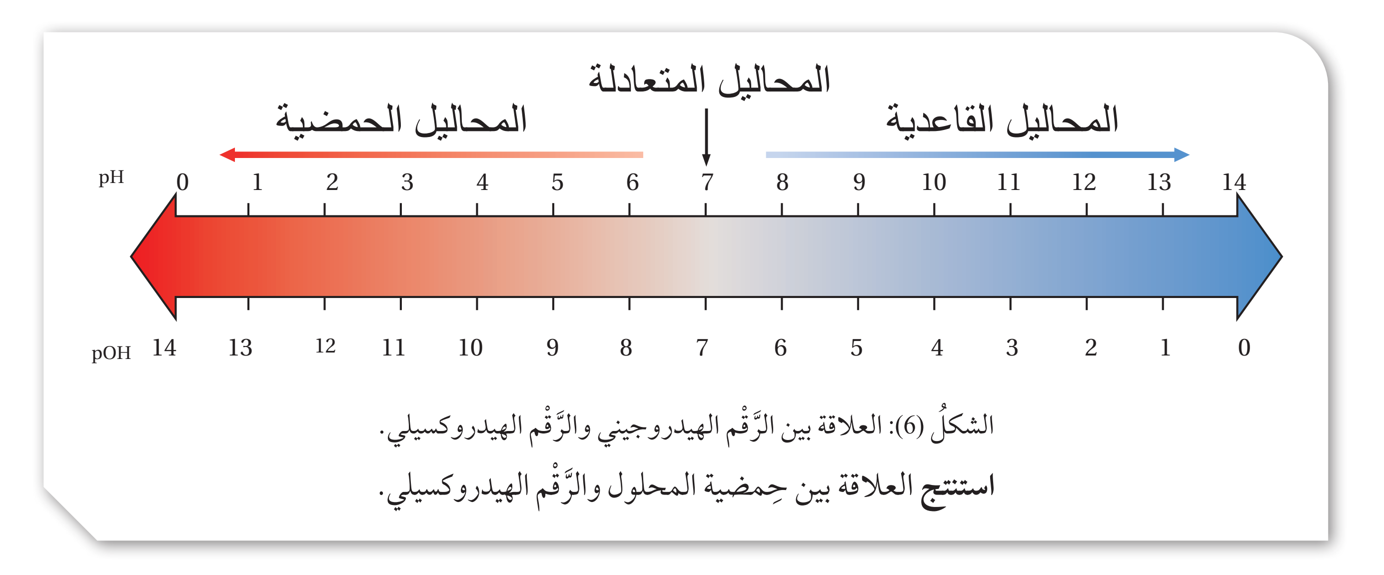
$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

وحيث إنَّ:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad ، \quad pOH = -\log[OH^-]$$

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النَّحو الآتي:

$$pH + pOH = 14$$



الشكلُ (6): العلاقة بين الرَّقْم الهيدروجيني والرَّقْم الهيدروكسيلي.

استنتج العلاقة بين حِمضية المحلول والرَّقْم الهيدروكسيلي.

ويبيِّنُ الشكلُ (6) العلاقة بين الرَّقْم الهيدروجيني والرَّقْم الهيدروكسيلي. يتضِحُ منَ الشكل أنَّ القيم المتقابلة عموديًّا تمثلُ مجموع الرَّقْم الهيدروجيني pH والرَّقْم الهيدروكسيلي pOH للمحلول. فمثلًا، عندما تكون pH تساوي 2 تكون قيمة pOH المقابلة لها تساوي 12؛ وبهذا يمكن معرفة قيمة أيٍّ منهما للمحلول بمعرفة الأخرى.

المثال 13

أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH والرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول حِمض الهيدروكلوريك HCl، الذي تركيزه 1×10^{-3} M

تحليل السؤال: $[HCl] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$ M

الحل:

أحسب pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3$$

أحسب pOH، كما يأتي:

$$pH + pOH = 14$$

$$3 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 3 = 11$$

أتحقَّق:

أحسب كلًّا من pH و pOH لكلٍّ منَ المحاليل الآتية:

1- محلولٌ تركيزُ أيونات H_3O^+ فيه يساوي 1×10^{-5} M

2- محلولٌ تركيزُ أيونات OH^- فيه يساوي 1×10^{-4} M

معايرةُ حِمض وقاعدة Acid Base Titration

تعرفُ التفاعلات التي تحدث بين محلول حِمض ومحلول قاعدة بتفاعلات التعادل؛ حيث تتعادل أيوناتُ الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول، وينتج عن ذلك الماء، كما في المعادلة:

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

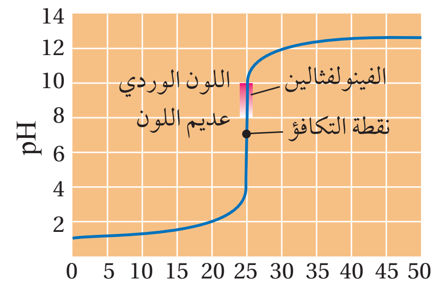
يُستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حِمض أو تركيز مجهول من قاعدة؛ حيث يجري أولًا تحضيرُ حجم معيّن من محلول معلوم التركيز من حِمض أو قاعدة يسمّى المحلولَ القياسي، ثمَّ يُضافُ المحلولُ القياسي تدريجيًّا (نقطة بعد نقطة) إلى المحلول مجهول التركيز المُراد تعيينُ تركيزه. وتسمّى هذه العمليّة **المعايرة Titration**.

وتستمرُّ عمليّة الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معيَّنة يكون عندها عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئًا لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول، وتسمّى هذه النقطةُ **نقطةَ التكافؤ Equivalence Point**، وعند معايرة حِمض قوي وقاعدة قويّة يُطلَقُ على هذه النقطة اسمُ **نقطة التعادل Neutralization Point**، وهي النقطة التي تتعادلُ عندها تمامًا أيونات الهيدرونيوم معَ أيونات الهيدروكسيد جميعها خلالَ عمليّة المعايرة، ويتكوَّنُ الملح، وتكون pH للمحلول تساوي 7.

ويمكنُ تحديد نهاية عمليّة المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغيَّرُ لونُهُ عند وصول المعايرة إلى نقطة التكافؤ، كما تسمّى النقطةُ التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغيَّرُ عندها لونُ الكاشف **نقطةَ النهاية End Point**، وهي تُحَدِّدُ انتهاءَ عمليّة المعايرة.

وَيُستخدم عادة كاشفُ الفينولفثالين عند معايرة حِمض قوي بقاعدة قويّة؛ إذ يتغيَّر لونُهُ من عديم اللون إلى اللون الأحمر الوردي عند مدى منَ الرَّقْم الهيدروجيني (10 – 8.2)، ولتوضيح تغيُّرات الرَّقْم الهيدروجيني في أثناء عمليّة المعايرة تجري قراءةُ مقياس الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض عند بداية المعايرة وبعد كلِّ إضافة منَ القاعدة وتسجيلها، وَيُنَظَّمُ جدولٌ يُسَجَّلُ فيه حجمُ القاعدة المضافة والرَّقْم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة، ثُمَّ يُرسَمُ منحنى المعايرة، وَيُبيِّنُ الشكلُ (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة NaOH.

في هذا الدرس سوف نتناول معايرةَ حِمض قوي معَ قاعدة قويّة؛ حيث تصل المعايرةُ إلى نقطة التعادل ويكونُ عددُ مولات الحِمض مكافئًا تمامًا لعدد مولات القاعدة، والأمثلة الآتية توضِّحُ الحساباتِ المتعلِّقةَ بمعايرة حِمض قوي معَ قاعدة قويّة:



الشكلُ (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة NaOH.

المثال 14

أحسب تركيز محلول الحِمض HCl إذا تعادل 250 mL منه تمامًا معَ 200 mL من محلول القاعدة NaOH تركيزُها 0.02 M وفقَ المعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تحليل السؤال:

حجم الحِمض HCl = 250 mL = 0.25 L

حجم القاعدة NaOH = 200 mL = 0.2 L

تركيز القاعدة = 0.02 M

المطلوب: أحسب تركيز الحِمض.

الحل:

أحسب عددَ مولات القاعدة

$$n_{(NaOH)} = [NaOH] \times V = 0.02 \times 0.2 = 0.004 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عددُ مولات الحِمض مكافئًا عددَ مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عددَ مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$$n_{(HCl)} = n_{(NaOH)}$$

$$[HCl] \times V = 0.004 \text{ mol}$$

$$[HCl] \times 0.25 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

$$[HCl] = \frac{0.004}{0.25} = 0.016 \text{ M}$$

المثال 15

أحسب حجم محلول الحِمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 M إذا تعادل تمامًا مع 20 mL من محلول القاعدة LiOH تركيزُه 0.2 M وفقَ المعادلة الآتية:

$$HNO_{3(aq)} + LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

تحليل السؤال:

تركيز الحِمض HNO_3 = 0.4 M

حجم القاعدة LiOH = 20 mL = 0.02 L

تركيز القاعدة = 0.2 M

المطلوب: أحسب حجم الحِمض HNO_3.

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة:

$$n_{(LiOH)} = [LiOH] \times V = 0.2 \text{ M} \times 0.02 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عددُ مولات الحِمض مكافئًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عددَ مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$n_{(HNO_3)} = n_{(LiOH)}$

$n_{(HNO_3)} = 0.004$ mol

$$V = \frac{n}{[HNO_3]} = \frac{(0.004\ mol)}{0.4\ M} = 0.01\ L = 10\ mL$$

✓ **أتحقَّق:** أحسب تركيز محلول القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منها تمامًا معَ 30 mL من محلول الحِمض HBr تركيزُه 0.2 M وفقَ المعادلة الآتية:

$$HBr_{(aq)} + KOH_{(aq)} \longrightarrow KBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

الكواشف: Indicators

يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عمليّة المعايرة، ومن ثَمَّ معرفة انتهائها، **فالكواشف Indicators** موادُّ كيميائيّةٌ يتغيَّرُ لونُها حَسَبَ الرَّقْم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه، فهي تتكوَّنُ من حموضٍ عضويّةٍ ضعيفة أو قواعدَ عضويّةٍ ضعيفة يتغيَّرُ لونُها في مدًى معيَّنٍ منَ الرَّقْم الهيدروجيني، فإذا رمزنا للكاشف الحِمضي بالرمز HIn فإنه يتأيَّنُ في المحلول، كما في المعادلة الآتية:

$$HIn_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons In^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

لون 1   لون 2

وعند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حِمض يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنةً بمحلول الكاشف، فإنَّ التفاعل –وفقًا لمبدأ لوتشاتلييه– سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^+؛ ممّا يقلِّلُ من تركيز الأيون In^- ويختفي لونُهُ (2)، في حين يزداد تركيزُ الكاشف HIn غيرِ المتأيِّن ويظهرُ لونُهُ (1) في المحلول.

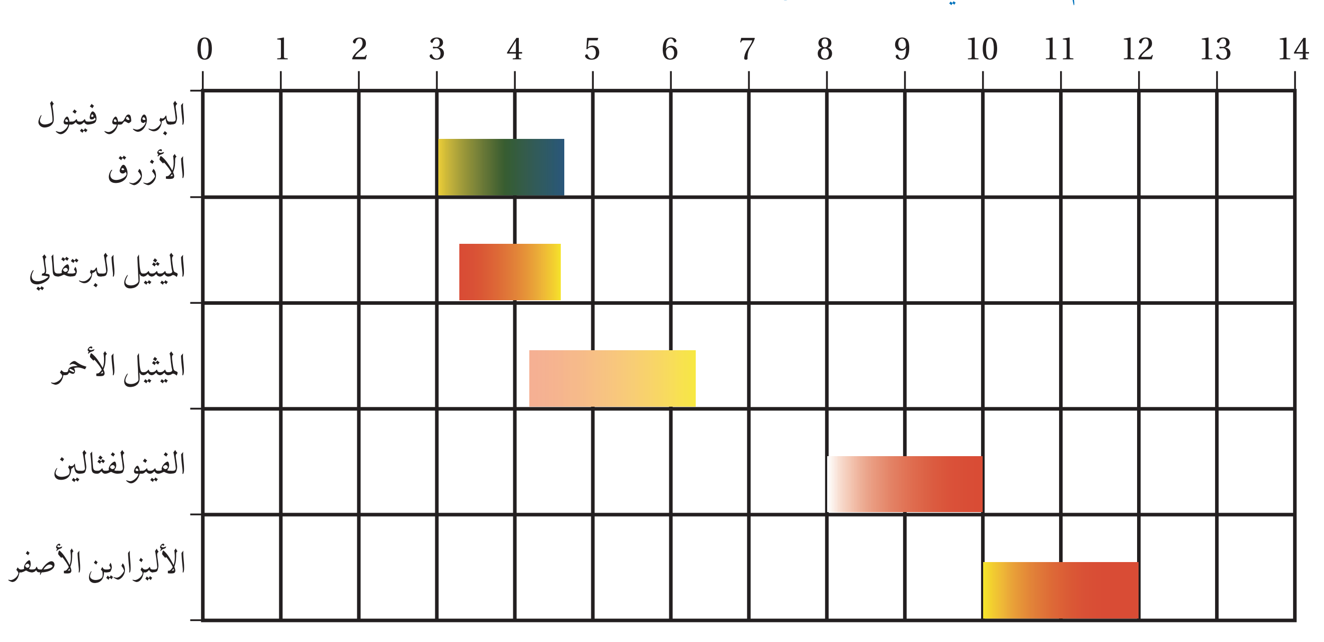
أمّا عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^- فإن أيونات H_3O^+ سَتُستَهلَكُ في محلول الكاشف، ووفقًا لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ في معادلة الكاشف؛ ممّا يزيد من تركيز الأيون In^- ويظهرُ لونُهُ (2) في المحلول، بينما يقلُّ تركيزُ الكاشف HIn غيرِ المتأيِّن ويختفي لونُهُ (1) منَ المحلول.

يتغيَّرُ لونُ الكاشف في مدًى معيَّنٍ منَ الرَّقْم الهيدروجيني يعتمدُ على النسبة بين تركيز ما يتأيَّنُ منه إلى نسبته الأصليّة. ويبيِّنُ الجدول (7) مدى الرَّقْم الهيدروجيني الذي يتغيَّرُ عنده لونُ بعض الكواشف.



أستخدمُ، بالتعاون معَ بعض زملائي، الكاميرا الرَّقْميَّةَ لتصوير فلم يُبيِّنُ مراحلَ تجربةِ معايرةِ حِمض قوي معَ قاعدة قويّة، وكيفيَّة حساب التركيز المجهول في التجربة، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي وزملائي.

الجدول (7): مدى الرَّقْم الهيدروجيني لتغيُّر ألوان بعض الكواشف.



تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيارُ كاشف يتغيَّرُ لونُهُ عند رَقْم هيدروجيني قريب جدًّا لنقطة التعادل أو التكافؤ. فمثلًا، عند معايرة الحِمض HCl وقاعدة NaOH يُستخدمُ كاشفُ الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر؛ حيث يتغيَّرُ لونُهما في مدًى قريبٍ من نقطة التعادل.

كما تُستخدمُ الكواشفُ لمعرفة فيما إذا كان المحلولُ حِمضيًّا أم قاعديًّا. فمثلًا، يكون الفينولفثالين عديمَ اللون في المحلول الحِمضي بينما يعطي لونًا ورديًّا في المحلول القاعدي.

أتحقَّق:

أُحَدِّدُ، باستخدام الجدول (7)، لونَ الكاشف في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي.

2- الأليزارين الأصفر في محلول حمضي.

التجربة 2

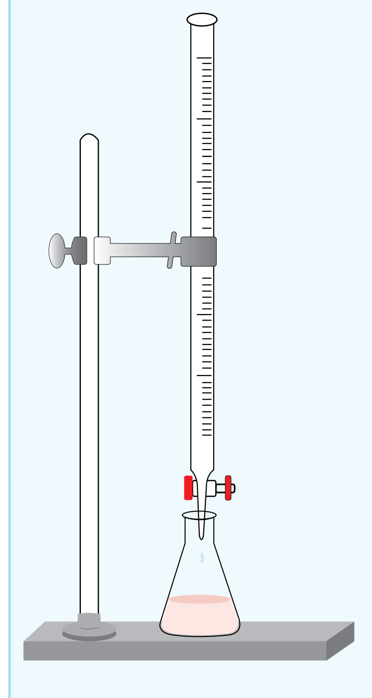
معايرةُ حِمضٍ قوي بقاعدة قويّة

الموادُّ والأدوات:

محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزُه 0.2 M، كاشف الفينولفثالين، دورق مخروطي 250 mL، سحّاحة، ماصّة، قطّارة، حامل فلزّي، قمع زجاجي.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعامل معَ محلول الحِمض ومحلول القاعدة بحذر.



خطواتُ العمل:

1- **أُجَرِّبُ:** أثبت السحاحة على الحامل، كما في الشكل.

2- **أُجَرِّبُ:** أملأُ السحّاحة باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم إلى مستوى الصفر.

3- **أقيسُ** باستخدام المخبار المُدَرَّج 20 mL من محلول الحِمض HCl مجهول التركيز، وأضعُها في الدورق المخروطي.

4- أُضيف، باستخدام القطارة، 4-3 قطرات من كاشف الفينولفثالين إلى محلول الحِمض.

5- أضع الدورقَ المخروطي المحتوي على محلول الحِمض أسفل السحّاحة، كما في الشكل.

6- **أُلاحظ:** أبدأُ بإضافة محلول القاعدة منَ السحّاحة تدريجيًّا وببطء إلى محلول الحِمض، وَأمزِجُ المحلولَ بتحريك الدورق دائريًّا، وَأُلاحظ تغيُّرَ لون المحلول، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

7- **أضبط المتغيِّرات:** أتوقفُ عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبتُ عندها ظهورُ لونٍ أحمرَ ورديٍّ في محلول الحِمض، وَأُسَجِّلُ حجمَ محلول القاعدة المُضاف.

التحليلُ والاستنتاج:

1. ماذا أُسَمّي النقطةَ التي يحدثُ عندها تغيُّرُ لون المحلول؟
2. **أحسبُ** عددَ مولات القاعدة NaOH المُضافة.
3. **أستنتجُ** عددَ مولات الحِمض المُستخدمة.
4. **أحسبُ** تركيزَ الحِمض HCl.
5. **أتوقعُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول الناتج من عمليّة المعايرة.
6. **أُصَنِّفُ** التفاعلَ الحادث بين الحِمض والقاعدة.

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرةُ الرئيسة**: بماذا يُعَبَّرُ عن حِمضيّة المحاليل أو قاعديتها؟

2- أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

- التأيُّنُ الذاتي للماء
- الرَّقْمُ الهيدروجيني
- المعايرة
- نقطةُ النهاية.

3- **أحسبُ** تركيز H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ) HNO_3 تركيزُه 0.02 M

ب) LiOH تركيزُه 0.01 M

4- **أُصَنِّفُ** المحاليلَ المبيَّنة في الجدول إلى محاليلَ حِمضيةٍ أو قاعديّة أو متعادلة:

الصفة المميِّزة للمحلول	pH = 3	$[H_3O^+] = 10^{-9}$ M	pOH = 4	$[OH^-] = 10^{-11}$ M	pH = 9
تصنيف المحلول					

5- **أُفَسِّرُ**: يقلُّ تركيزُ OH^- في الماء عند تحضير محلول حِمضي.

6- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HI تركيزُه 0.0005 M. علمًا أنَّ log 5 = 0.7

7- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HBr حُضِّرَ بإذابة 0.81 g منه في 400 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة الموليّة للحِمض HBr = 81 g\mol ، log 2.5 = 0.4

8- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروكسيلي والرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول $HClO_4$ تركيزُه 0.008 M

علمًا أنَّ log 8 = 0.9

9- **أحسبُ**. يلزم 40 mL من محلول HI الذي تركيزُه 0.3 M لتتعادل تمامًا معَ 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسبُ تركيزَ KOH.

10- **أتوقع**. خُلِطَ 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه 0.6 M مع 20 mL من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه 0.4 M، هل المحلول الناتج حمضي أم قاعدي أم متعادل، أبرر إجابتي.



◀ الفكرةُ الرئيسة:

يتأيَّنُ الحِمضُ الضعيف في المحلول المائي جُزئيًّا، ويُعبَّرُ عن قدرته على التأيُّن باستخدام ثابت تأيُّن الحِمض K_a، وكذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي يُعبَّر عن مدى تأيُّنها بثابت تأيُّن القاعدة K_b، وَتُستخدَمُ ثوابتُ التأيُّن لحساب تراكيز الأيونات الناتجة وحساب الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول.

◀ نتاجاتُ التعلُّم:

- أُوَضِّحُ المقصودَ بثابت تأيُّنِ كلٍّ منَ الحِمض والقاعدة.
- أُجري بعض الحسابات المتعلِّقة بثابت التأيُّن لكلٍّ منَ الحِمض والقاعدة.

◀ المفاهيمُ والمصطلحات:

ثابت تأيُّن الحِمض
Acid Dissociation Constant

ثابت تأيُّن القاعدة
Base Dissociation Constant

الاتزانُ في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

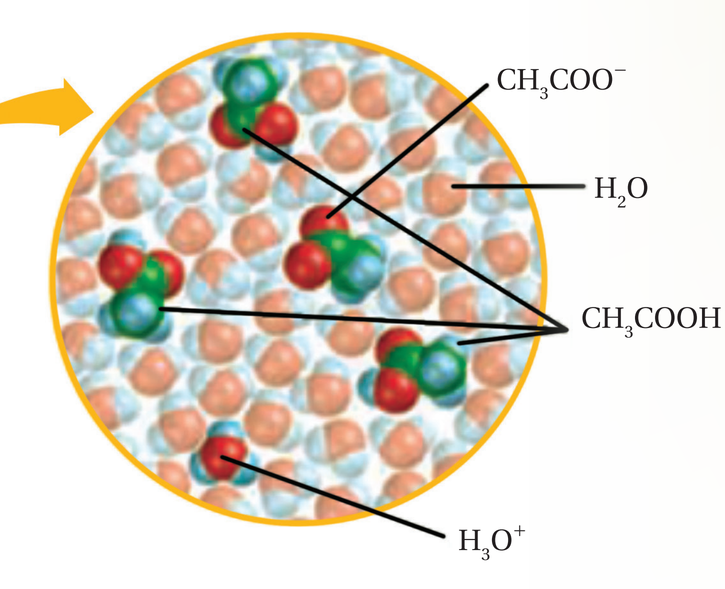
Equilibrium in Weak Acids and Bases Solutions

عرفتَ في ما سبق أنَّ الحموضَ والقواعد الضعيفة تتأيَّنُ جُزئيًا في الماء، وأنَّ ذوبانها يُعَدُّ مثالًا على الاتزان الكيميائي، وَيُعبَّر عن حالة الاتزان في المحاليل المائيّة للحموض الضعيفة التي تتأيَّنُ جُزئيًّا باستخدام **ثابت تأيُّن الحِمض** **Acid Dissociation Constant (K_a)**، الذي يُعَدُّ مقياسًا كَمِّيًّا لتأيُّن الحِمض الضعيف. أنظرُ الشكل (8)، الذي يبيِّنُ تأيُّنَ حِمض الإيثانويك (الخل) CH_3COOH. كما يمكنُ التعبيرُ عن حالة الاتزان لمحاليل القواعد الضعيفة باستخدام **ثابت تأيُّن القاعدة** **Base Dissociation Constant K_b**، وهو يُعَدُّ أيضًا مقياسًا كَمِّيًّا لتأيُّن القاعدة الضعيفة. فكيف يُستخدَمُ ثابتُ التأيُّن في مقارنة قوّة الحموض الضعيفة أو قوّة القواعد الضعيفة؟

الشكلُ (8): تأيُّنُ حِمض الإيثانويك (الخل) في الماء.



$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$



الاتزانُ في محاليل الحموض الضعيفة

Equilibrium in Weak Acids Solutions

تتأيَّنُ الحموضُ الضعيفة جُزئيًّا في الماء، فينتج أيونُ الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونٌ آخَرُ سالب، فإذا رمزنا للحِمض بشكل عام بالرمز HX فإنه يتأيَّنُ، كما في المعادلة الآتية:

$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons X^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حِمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حِمض مرافق

وتكونُ جُزيئات الحِمض غيرُ المتأيِّنة في حالة اتزان معَ الأيونات الناتجة X^- و H_3O^+، ويكون موضعُ الاتزان في التفاعل مُزاحًا جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يشيرُ إلى أنَّ القاعدة المرافقة (X^-) أقوى منَ القاعدة H_2O، وهذا يُمَكِّنُها منَ الارتباط بالبروتون وإعادة تكوين الحِمض بصورة مستمرّة؛ ما يجعلُ تركيزَ الحِمض عاليًا مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأيُّنه. وَيُعبَّرُ عن ثابت تأيُّن الحِمض على النَّحو الآتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][X^-]}{[HX]}$$

وَيُبيِّنُ الجدولُ (8) قِيَمَ ثابت تأيُّن بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C. يُعبِّرُ ثابتُ تأيُّن الحِمض عن قوة الحِمض وقدرته على التأيُّن، التي تزداد بزيادة قيمة ثابت تأيُّن الحِمض، فكلَّما زادت قوّة الحِمض زاد تركيزُ H_3O^+، فيزداد بذلك ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a، وبهذا يمكن مقارنة قوّة الحموض الضعيفة ببعضها، كما يُستفاد من ثابت تأيُّن الحِمض في حساب تركيز H_3O^+، والرَّقْمِ الهيدروجيني لمحلول الحِمض الضعيف.

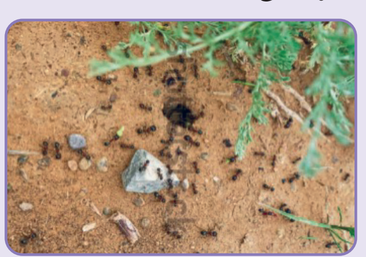
الجدول (8): قِيَمَ ثابت تأيُّن بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة	ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a
حِمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حِمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حِمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حِمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حِمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حِمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حِمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حِمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حِمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حِمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

الرَّبطُ معَ علوم الأحياء

حِمض الميثانويك HCOOH أو حِمض الفورميك

سَخَّرَ الله -عزَّ وجلَّ- هذا الحِمضَ للنمل كي يستخدِمَهُ في كثير منَ المجالات، من مثل الدفاع عن نفسه، فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرزه من الفك السُّفلي عند عضِّ فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّرًا للحفاظ على أعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره، ويفرزه من المسامِّ الحِمضيّة في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة الى مساكنه.



أتحقَّق:

أدرسُ الجدولَ (8)، ثمَّ أُجيب عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ الحِمضَ الأقوى: HCOOH أم H_2CO_3

2- أتوقعُ أيُّها له أقلُّ رَقْم هيدروجيني: محلول الحِمض HNO_2 أم محلول الحِمض HClO. علمًا أنَّ لهما التركيز نفسه.

3- أتوقعُ أيُ محاليل الحموض الآتية يحتوي أعلى تركيز من أيونات OH^-: HF, HClO, CH_3COOH؟

حسابُ تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ لمحاليل الحموض الضعيفة:

تنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ من تأيُّن الحِمض الضعيف في الماء، ويجري حسابُ تركيزها باستخدام ثابت تأيُّن الحِمض، كما في المثال الآتي:

المثال 16

أحسبُ تركيزَ أيونات H_3O^+ في محلول حِمض الإيثانويك CH_3COOH، الذي تركيزُه 0.1 M علمًا أنَّ $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1\ M$

$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

المطلوب: حساب $[H_3O^+]$

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
التراكيز عند البداية	0.1 M	0	0
التغيُّر في التراكيز	– x	+ x	+x
التراكيز عند الاتزان	0.1– x	x	x

أكتبُ ثابت التأيُّن:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

وبالتعويض في ثابت التأيُّن نجد أنَّ:

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[x]^2}{(0.1 - x)}$$

ولمّا كان النقصُ في تركيز الحِمض صغيرًا جدًّا مقارنة بتركيز الحِمض (0.1)، فَيُهمَلُ هذا النقصُ وَيُعتبَرُ تركيزُ الحِمض ثابتًا؛ أي أنَّ $0.1 - x \approx 0.1\ M$

وبهذا يمكنُ حسابُ تركيز H_3O^+، كما يأتي:

$$[x]^2 = 0.1 \times 1.7 \times 10^{-5} = 1.7 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذرِ الطرفين نجد أنَّ:

$$[H_3O^+] = x = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

أتحقَّق:

أحسبُ تركيزَ أيونات H_3O^+ في محلول حِمض النيتروجين (III) HNO_2، الذي تركيزُه 0.03 M علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

حسابُ الرَّقْم الهيدروجيني pH لمحاليل الحموض الضعيفة:

يمكن حسابُ الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول بالاعتماد على تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+، كما في المثال الآتي:

المثال 17

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول حِمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزُه 2 M

علمًا أنَّ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$, $\log 1.12 = 0.05$

تحليل السؤال: $[C_6H_5COOH] = 2\ M$

$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

$\log 1.12 = 0.05$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

$$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$	H_3O^+
التراكيز عند البداية	2 M	0	0
التغيُّر في التراكيز	$-x$	$+x$	$+x$
التراكيز عند الاتزان	$2-x \approx 2$	x	x

أكتبُ ثابت التأيُّن:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]}$$

ولمّا كان $X = [H_3O^+] = [C_6H_5COO^-]$ فيمكنُ كتابةُ ثابت تأيُّن الحِمض، كما يأتي:

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{2}$$

$$X = [H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = 1.12 \times 10^{-2}\ M$$

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض الهيدروسيانيك HCN، الذي تركيزُه 0.02 M

علمًا أنَّ $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$

استخدامُ الرَّقْمِ الهيدروجيني لحساب كميّة الحِمض أو ثابت التأيُّن K_a:

بمعرفة الرَّقْمِ الهيدروجيني للمحلول يمكنُ حساب كميّة الحِمض اللازمة لتحضيره، كما يُستفاد منَ الرَّقْمِ الهيدروجيني أيضًا في حساب ثابت تأيُّن الحِمض، والأمثلة الآتية توضِّحُ ذلك:

المثال 18

أحسبُ كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمُهُ 1 L وَرَقْمُهُ الهيدروجيني 2.7 علمًا أنَّ $log\ 2 = 0.3$, $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$, $Mr = 49\ g\backslash mol$

تحليل السؤال: $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

$pH = 2.7$

$Log\ 2 = 0.3$

$Mr = 46\ g\backslash mol$

المطلوب: حساب كتلة الحِمض.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

يُستفادُ من pH في حساب تركيز H_3O^+، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}\ M = [HCCO^-]$$

أحسبُ تركيزَ الحِمض باستخدام ثابت التأيُّن، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\ [HCCO^-]}{[HCOOH]}$$

$$[HCOOH] = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{1.7 \times 10^{-4}} = \frac{4 \times 10^{-6}}{1.7 \times 10^{-4}} = 2.35 \times 10^{-2}\ M$$

لحساب كتلة الحِمض أحسبُ عددَ مولاته في المحلول، كما يأتي:

$$M = \frac{n}{v}$$

$$2.35 \times 10^{-2} = \frac{n}{1} \rightarrow n = 2.35 \times 10^{-2}\ mol$$

أستخدمُ عددَ المولات لحساب كتلة الحِمض، كما يأتي:

$$n = \frac{m}{Mr} \rightarrow m = n \times Mr$$

$$= 2.35 \times 10^{-2}\ mol \times 46\ g\backslash mol = 1.08\ g$$

المثال 19

أحسبُ ثابتَ تأيُّن حِمض ضعيف HA رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 3 حُضِّرَ بإذابة 0.1 mol منه في 500 mL منَ الماء.

تحليل السؤال:

$pH = 3$

حجم المحلول $(v) = 500\ mL = 0.5\ L$

المطلوب: حساب ثابت تأيُّن الحِمض K_a.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

أحسبُ تركيزَ H_3O^+ باستخدام الرَّقْمِ الهيدروجيني، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 1\times10^{-3}\ M = [A^-]$$

أحسبُ تركيزَ الحِمض باستخدام عدد مولاته وحجم المحلول، كما يأتي:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2\ M$$

أحسبُ ثابتَ تأيُّن الحِمض، كما يأتي:

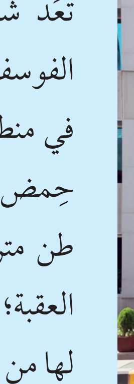
$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]} = \frac{1\times10^{-6}}{0.2} = 5.0\times10^{-6}$$

أتحقَّق:

أحسبُ كتلة حِمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمُهُ 0.4 L وَرَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 2. علمًا أنَّ $Mr = 82\ g\backslash mol$, $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$

الربطُ مع الصناعة

تُعَدُّ شركةُ مناجم الفوسفات الأردنيّة رائدةً في إنتاج حِمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحِمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنيّة عالية في منطقة الشيديّة في جنوبي الأردن؛ حيث تبلغ كميّة الإنتاج من حِمض الفوسفوريك نحوَ 224 ألف طن سنويًّا، وَقُرابة 660 ألف طن متري من حِمض الكبريتيك تُخَزَّنُ في منشأة خاصّة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركة لبنة أساسيّة في بناء الاقتصاد الوطني؛ لِما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.



الاتزانُ في محاليل القواعد الضعيفة:

Equilibrium in Weak Bases Solutions

تتأيَّنُ القواعدُ الضعيفة جُزئيًّا في المحلول، فينتج أيونُ الهيدروكسيد OH^- وأيونٌ آخَرُ موجب، فإذا رمزنا للقاعدة بشكل عام بالرمز B فإنها تتأيَّنُ، كما في المعادلة الآتية:

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة حِمض حِمض مرافق قاعدة مرافقة

وتكون جُزيئـات القاعدة غير المتأيِّنـة في حالـة اتزان معَ الأيونات الناتجة OH^- و BH^+، ويكون موضعُ الاتـزان في التفاعل مُزاحًا جهة اليسار (جهـة المواد المتفاعلـة)؛ ما يشيرُ إلى أنَّ الحِمض المرافق (BH^+) أقوى منَ الحِمض H_2O، ويمكنه منحُ البروتون للقاعدة المرافقة ويعيد تكوين القاعدة (B) في التفاعل باستمرار؛ ما يُبقي تركيزَها عاليًا مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأيُّنها، ويمكن التعبيرُ عن ثابت الاتزان للتفاعل على النَّحو الآتي:

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

يسـمّى ثابـتُ الاتـزان لتأيـن القاعـدة الضعيفـة **ثابـت تأيـن القاعـدة Base Dissociation Constant** وَيُرمَزُ له K_b، ويبيِّنُ الجدولُ (9) قِيَمَ ثابت التأيُّن لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C. وَيُعَدُّ ثابت التأيُّن مقياسًا كَمِّيًّا لقدرة القاعدة على التأيُّن وإنتاج OH^-، فكلَّما زادت قوّة القاعدة زادت قدرتُها على التأيُّن وإنتاج OH^-، وزاد ثابتُ تأيُّنها K_b و ومن ثَمَّ يقلُّ تركيز أيونات H_3O^+ ويزداد بذلك الرَّقْمُ الهيدروجيني pH للمحلول، وَيُستفادُ من ثابت تأيُّن القاعدة في مقارنة قوّة القواعد الضعيفة ببعضها، وفي حساب تركيز OH^-، وفي حساب الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة.

الجدول (9): قِيَمُ ثابت التأيُّن لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيُّن القاعدة K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	C_5H_5N	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	2.4×10^{-10}

✓ أتحقَّق:

بالرجوع إلى الجدول (9)، أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- أتوقعُ المحلولَ الذي له أقلُّ رَقْمٍ هيدروجيني NH_3 أم C_5H_5N. علمًا أنَّ لهما التركيز نفسه.

2- أُحَدِّدُ القاعدةَ الأقوى في الجدول.

3- أُحَدِّدُ القاعدةَ التي يكون حِمضُها المرافقُ له أقلَّ رَقْمٍ هيدروجيني: CH_3NH_2 أم N_2H_4

حسابُ تركيز أيونات OH^- في محلول قاعدة ضعيفة:

تتأيّنُ القاعدة الضعيفة جُزئيًّا في الماء، فينتج من تأيُّنها أيونات OH^- والحِمضُ المرافق للقاعدة، ويمكنُ حسابُ تركيز أيونات OH^- باستخدام ثابت تأيُّن القاعدة K_b، والمثال الآتي يوضِّحُ ذلك:

المثال 20

تتأيّنُ الأمونيا في الماء وفقًا للمعادلة الآتية:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

أحسبُ تركيزَ OH^- في محلول الأمونيا NH_3 الذي تركيزه 0.2 M. علمًا أنَّ ثابت تأيُّن الأمونيا $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[NH_3] = 0.2\ M$

$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

المطلوب: حساب $[OH^-]$

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن القاعدة:

	$NH_{3(aq)}$ + $H_2O_{(l)}$ ⇌	$NH_4^+{}_{(aq)}$	+ $OH^-_{(aq)}$
التراكيز عند البداية	0.2 M	0	0
التغيُّر في التراكيز	− x	+ x	+x
التراكيز عند الاتزان	0.2− x	x	x

أكتبُ ثابت التأيُّن:

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[x]^2}{0.2 - x}$$

ونظرًا إلى أنَّ قيمة x صغيرةٌ جدًّا مقارنةً بتركيز القاعدة، فيمكنُ اعتبارُ أنَّ $0.2-x \approx 0.2$

$$[x]^2 = 0.2 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.36 \times 10^{-5} = 3.6 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أنَّ: $x = [OH^-] = [NH_4^+] = 1.9 \times 10^{-3} M$

أتحقَّق:

تتأيّنُ الهيدرازين N_2H_4 ذاتُ التركيز 0.04 M، وفقَ المعادلة الآتية:

$$N_2H_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أحسبُ تركيزَ أيونات OH^- في المحلول. علمًا أنَّ ثابت تأيُّن الهيدرازين $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

حسابُ الرَّقْمِ الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

يعتمد الرَّقْمُ الهيدروجيني لمحلول القاعدة على تركيز أيونات OH^-، الذي يمكنُ حسابُهُ كما في المثال السابق، ثمَّ أحسبُ تركيزَ أيونات H_3O^+ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، ومنه أحسبُ pH، والمثالُ الآتي يوضِّحُ ذلك:

المثال 21

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول البيريدين C_5H_5N، الذي تركيزُه 2 M

علمًا أنّ $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$ ، $\log 1.9 = 0.28$

تحليل السؤال: $[C_5H_5N] = 2\ M$

$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$

$\log 1.9 = 0.28$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن القاعدة:

$$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	C_5H_5N	$C_5H_5NH^+$	OH^-
التراكيز عند البداية	2 M	0	0
التغيُّر في التراكيز	− x	+ x	+x
التراكيز عند الاتزان	2− x	x	x

وبما أنّ $X = [OH^-] = [C_5H_5NH^+]$

فأكتبُ ثابت التأيُّن كما يأتي: $K_b = \frac{[OH^-][C_5H_5NH^+]}{[C_5H_5N]}$

أحسبُ تركيزَ OH^- باستخدام قانون ثابت التأيُّن K_b، كما يأتي:

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{X^2}{2}$$

$$X = [OH^-] = \sqrt{2.8 \times 10^{-9}} = \sqrt{28 \times 10^{-10}} = 5.3 \times 10^{-5}\ M$$

أحسبُ تركيزَ H_3O^+ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي: $K_w = [H_3O^+][OH^-]$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-5}} = 1.9 \times 10^{-10}\ M$$

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني باستخدام العلاقة: $pH = -\log [H_3O^+]$

$$pH = -\log (0.19 \times 10^{-9}) = 10 - \log 1.9 = 10 - 0.28 = 9.72$$

أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3، الذي تركيزُه 0.02 M علمًا أنَّ:

$\log 1.66 = 0.22$, $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

استخدامُ الرَّقْم الهيدروجيني لحساب كميّة القاعدة أو ثابت التأيُّن K_b:

يمكن حسابُ كميّة القاعدة اللازمة لتحضير محلول معيَّن منها بمعرفة الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول المراد تحضيرُه، كما يُستفاد أيضًا منَ الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول قاعدة ما في تعيين ثابت تأيُّنها، والأمثلة الآتية توضِّحُ ذلك.

المثال 22

الأنيلين قاعدة تُستخدم في صناعة الأصباغ، صيغتُها $C_6H_5NH_2$، تتأيَّنُ في الماء، كما في المعادلة:

$$C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

أحسبُ ثابت تأيُّن الأنيلين لمحلول منها تركيزُه $4\ M$ يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $4.15 \times 10^{-5}\ M$

تحليل السؤال: $[C_6H_5NH_2] = 4\ M$

$[OH^-] = 4.15 \times 10^{-5}\ M$

المطلوب: حساب ثابت تأين القاعدة (K_b)

الحل: أكتبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة:

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3{}^+]}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$K_b = \frac{(4.15 \times 10^{-5})^2}{4} = \frac{17.2 \times 10^{-10}}{4} = 4.3 \times 10^{-10}$$

المثال 23

تتأيَّنُ القاعدة إيثيل أمين $CH_3CH_2NH_2$ وفقَ المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3CH_2NH_3{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

أحسبُ تركيزَ القاعدة في محلول منها رَقْمُهُ الهيدروجيني 10 علمًا أنَّ ثابت تأيُّن القاعدة $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

تحليل السؤال: $pH = 10$

$K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

المطلوب: أحسبُ تركيزَ القاعدة

الحل: أكتبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة: $K_b = \frac{[OH^-][CH_3CH_2NH_3{}^+]}{[CH_3CH_2NH_2]}$

لحساب تركيز القاعدة يجب حسابُ تركيز $[OH^-]$؛ ولذلك أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام pH، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10} = 1 \times 10^{-10}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4}\ M$$

$$[CH_3CH_2NH_2] = \frac{1 \times 10^{-8}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-5}\ M$$

✔ **أتحقَّق:** أحسبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$، التي تركيزُها $0.4\ M$ وَرَقْمُها الهيدروجيني يساوي 12

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أوضح العلاقة بين ثابت تأيُّن الحِمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني.

2- **أحسبُ** تركيزَ H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ . محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

ب. محلول NH_3 تركيزه 0.01 M

3- **أُفَسِّرُ.** بزيادة ثابت التأيُّن يزداد تركيزُ OH^- في محلول القاعدة الضعيفة.

4- **أُطَبِّقُ.** يُبيِّنُ الجدولُ المجاور قِيَمَ ثابت تأيُّن عدد منَ الحموض الضعيفة. أدرسُ هذه القِيَم، ثمَّ أجيب عنِ الأسئلة الآتية:

الحِمض	K_a
C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

أ . أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH.

ب. أُحَدِّدُ أيَّ محلول الحموض له أقل رَقْم هيدروجيني HNO_2 أم HCN.

جـ. **أستنتجُ** الحِمضَ الذي يكون تركيزُ H_3O^+ فيه أقلَّ ما يمكن.

د. **أتوقعُ** الحِمضَ الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات OH^-.

هـ. **أحسبُ** الرَّقْم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH حُضِّرَ بإذابة 12 g منه في 400 mL منَ الماء. علمًا أنَّ (الكتلة الموليّة للحِمض CH_3COOH = 60 g\mol) log 2.9 = 0.46.

5- يبيِّنُ الجدولُ قِيَمَ K_b لعدد منَ القواعد الضعيفة. أدرسُها، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

القاعدة	K_b
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
C_5H_5N	1.4×10^{-9}

أ . أكتبُ صيغة الحِمض المرافق الذي له أقل pH.

ب. أُحَدِّدُ أيَّ القواعد يحتوي محلولُها على أقل تركيز من H_3O^+.

جـ. **أستنتجُ** أيَّ القواعد أكثر تأيُّنًا في الماء.

د. **أُحَلِّلُ.** أُكملُ المعادلة الآتية، ثمَّ أُعَيِّنُ الزوجين المترافقين:

$$NH_{3(aq)} + C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons$$

هـ. **أحسبُ** كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتُها إلى 400 mL منَ الماء لتحضير محلول منها رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 9.4 علمًا أنَّ الكتلة الموليّة للقاعدة N_2H_4 تساوي 32 g\mol، وأنَّ log 3.9 = 0.6.

الدرسُ 4

الأملاحُ والمحاليل المنظمة
Salts and Beffer Solutions

الفكرةُ الرئيسة:

للكثير منَ الأمـلاح إما خصائصُ حِمضيّة أو قاعديّة تغيّرٌ من الرَّقْـمَ الهيدروجينيَّ للمحلول الذي تُضاف إليـه، وينتـج عن ذوبان الملح القاعدي المشتق من الحمض الضعيف فيـه ما يسمى المحلول المنظم، وكذلك بالنسبة إلى القاعدة الضعيفة عندما يذوب فيها الملح الحمضي المشتق منها. ويقاومُ المحلولُ المنظمُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني فيما لو أُضيفت إليه كميّةٌ قليلة من حِمض أو قاعدة قويّة.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ من: الملح، التميه، المحلول المنظم.
- أُفَسِّرُ خصائصَ الملح الحِمضيّة أو القاعديّة.
- أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول حِمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة عند إضافة كميّة منَ الملح.
- أُجري بعضَ الحسابات المتعلقة بالمحلول المنظم.

المفاهيمُ والمصطلحات:

الملح	Salt
التَّمَيُّه	Hydrolysis
الذوبان	Solubility
الأيون المشترك	Common Ion
المحاليل المنظمة	Buffered Solutions

محاليلُ الأملاح Salts Solutions

تُعَدُّ الأملاحُ منَ المواد الأساسيّة المكوِّنة لجسم الإنسان، ويحصل عليها عن طريق الغذاء والماء. وللأملاح دورٌ مهمٌّ في تنظيم الكثير من العمليات الحيويّة التي تحدث في الجسم؛ فأملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان، وأملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها، وتعمل على تنظيم ضغط الدم، كما تساعد أملاح البوتاسيوم على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدمويّة لتسهيل انتقال الدم، وَتُستعمَلُ الأملاحُ في صناعة الكثير من الأدوية، ومستحضرات التجميل، وغيرها، ويبيِّنُ الشكلُ (9) بعضَ الأملاح المُستخدَمة في الصناعات المختلفة. فما المقصودُ بالأملاح؟ وما أهمُّ خصائصها؟

الخصائصُ الحِمضيّة والقاعديّة للأملاح:
Acidic and basic properties of salts

فَسَّرَ مفهومُ برونستد – لوري سلوكَ كثير منَ الحُموض والقواعد وفقًا لقدرتها على منح البروتون أو استقباله، كما فَسَّرَ الخصائص الحِمضيّة والقاعديّة للأملاح تبعًا لقدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل، **فالأملاحُ Salts** مركّبات أيونيّة تنتج من تعادل محلول حِمض معَ محلول قاعدة، وعند إذابتها في الماء تتفككُ منتجةً أيوناتٍ موجبةً وأخرى سالبة، وقد تتفاعل هذه الأيوناتُ معَ الماء وتنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- في ما يُعرف بعمليّة **التَّمَيُّه Hydrolysis**. وتتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك، وفي درسنا هذا سوف ندرسُ الأملاح على فرض أنها تتفككُ كُلِّيًّا.



الشكلُ (9): بعضُ الأملاح المُستخدَمة في الصناعات المختلفة.

تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعًا لمصدر أيوناته منَ الحِمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل معَ الماء، فبعضُ الأملاح لا تَتَميَّهُ في الماء؛ لِذا لا تنتج أيونات H_3O^+ أو OH^-؛ فهي ذات طبيعة متعادلة، مثل كلوريد الصوديوم NaCl، وبعضُها الآخَرُ يَتَميَّهُ في الماء، فينتج أيونات H_3O^+، فيكون له خصائصُ حِمضيّة، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، أو ينتج أيونات OH^- وله خصائصُ قاعديّة، مثل فلوريد البوتاسيوم KF، انظر الشكل (10). الذي يُبين اختلاف لَون كاشفُ بروموثيمول الأزرق في محاليل الأملاح الثلاثةِ تبعاً لاختلاف خَصائِصها. وستتعرَّفُ في ما يأتي خصائصَ بعض هذه الأملاح.

الأملاحُ المتعادلة Natural Salts

تنتج الأملاحُ المتعادلة عند تعادل حِمض قوي معَ قاعدة قويّة. فمثلًا، ينتج ملحُ بروميد الصوديوم NaBr من تعادل محلول الحِمض القوي HBr معَ محلول القاعدة القويّة NaOH، كما في المعادلة الآتية:

$$HBr_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

بالتدقيق في صيغة الملح NaBr نجد أنه يتكوَّنُ من أيون البروميد Br^-، وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحِمض القوي الهيدروبروميك HBr، لا يمكنه استقبالُ البروتون في المحلول، فلا يتفاعل معَ الماء، ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+، أمّا الأيون Na^+ فمصدرُهُ القاعدةُ القويّة هيدروكسيد الصوديوم NaOH، وليس له القدرةُ على التفاعل معَ الماء، فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول، ومن ثَمَّ فإنَّ تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- تبقى ثابتة في الماء، وبذلك يكون الرَّقمُ الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حِمض قوي وقاعدة قويّة، مثل الملح بروميد الصوديوم NaBr، يساوي 7، وتكون محاليلُها متعادلة.

الأملاحُ الحِمضيّة Acidic Salts

تنتج الأملاحُ الحِمضيَّة من تفاعل حِمض قوي معَ قاعدة ضعيفة. فمثلًا، ينتج ملحُ كلوريد الأمونيوم NH_4Cl من تفاعل حِمض الهيدروكلوريك HCl معَ الأمونيا NH_3،كما في المعادلة الآتية:

$$HCl_{(aq)} + NH_{3(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$$

وعند تفكك الملح الحِمضي يكون الأيونُ السالب قاعدةً مرافقة ضعيفة لحِمض قوي فلا يتفاعل مع الماء، بينما يسلك الأيونُ الموجب كحِمض مرافق قوي للقاعدة الضعيفة ويتفاعل معَ الماء وينتج أيونَ الهيدرونيوم H_3O^+. فمثلًا، يذوب ملحُ كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء، كما في المعادلة الآتية:

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

يلاحظ أنَّ أيونَ الكلوريد Cl^- قاعدةٌ مرافقة ضعيفة لحِمض الهيدروكلوريك القوي HCl وليس له القدرة على استقبال البروتون في المحلول؛ أي أنه لا







الشكلُ (10): اختلاف لون الكاشف في محاليل بعض الاملاح تبعًا لاختلاف خصائصها.

يتفاعل معَ الماء، في حين أنَّ أيونَ الأمونيوم NH_4^+ حِمضٌ مرافق قوي نسبيًّا للقاعدة الضعيفة الأمونيا NH_3، يمكنه منحُ البروتون للماء في المحلول منتجًا أيونات الهيدرونيوم H_3O^+، كما في المعادلة الآتية:

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

وبذلك يزداد تركيزُ H_3O^+ في المحلول، ويقلُّ الرَّقْمُ الهيدروجيني، ويكون محلول الملح حِمضيًّا.

أفكّر: ما الحِمضُ والقاعدة اللذان ينتجُ من تفاعلهما ملحُ كربونات الليثيوم الهيدروجينية $LiHCO_3$؟

الأملاحُ القاعديّة Basic Salts

تنتج الأملاحُ القاعدية من تفاعل قاعدة قويّة معَ حِمض ضعيف، وعند تفكك الملح القاعدي يكون الأيونُ الموجب الناتج ضعيفًا ومصدره قاعدة قويّة فلا يتفاعل معَ الماء، بينما يسلك الأيونُ السالب كقاعدة مرافقة قويّة للحِمض الضعيف ويتفاعل معَ الماء وينتج أيونَ الهيدروكسيد OH^-. فمثلًا، يذوب ملح نتريت البوتاسيوم KNO_2 في الماء ويتفكك، كما في المعادلة الآتية:

$$KNO_{2(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

يكون مصدرَ أيونات البوتاسيوم K^+ القاعدةُ القويّةُ هيدروكسيد البوتاسيوم KOH؛ لذا فهي لا تتفاعل معَ الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول، أمّا أيوناتُ النتريت NO_2^- فهي قاعدة مرافقة قويّة نسبيًّا لحِمض النيتروجين (III) الضعيف HNO_2، لِذا تتفاعل معَ الماء، كما في المعادلة الآتية:

$$NO_2^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HNO_{2(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

يتضح منَ المعادلة أنَّ تركيزَ أيونات الهيدروكسيد OH^- يزدادُ في المحلول، وبذلك يزداد الرَّقْمُ الهيدروجيني pH، ويكون محلول الملح قاعديًّا.

نستنتج ممّا سبق أنَّ بعضَ الأملاح تذوب في الماء وتتفكَّكُ إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة وتنتشرُ بين جُزيئات الماء دون أن تتفاعل معها، مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl، وهذا ما يُعرف بعمليّة **الذوبان Solubility**، أمّا في عمليّة التَّمَيُّهِ فإنَّ الأيوناتِ الناتجةَ من تفكك الملح تتفاعلُ معَ الماء وتغيِّرُ من تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+، ومن ثَمَّ تؤثر في الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول الناتج، وبهذا يكون لمحاليل الاملاح تأثير حِمضي أو قاعدي أو متعادل، ويعتمد ذلك على مصدر أيونات الملح منَ الحِمض والقاعدة. أنظرُ الجدول (10).

الجدول (10): سلوك الملح تبعا لمصدر أيوناته.

مصدر أيونات الملح منَ الحِمض والقاعدة		تأثير محلول الملح
حِمض قوي	قاعدة قويّة	متعادل
حِمض قوي	قاعدة ضعيفة	حِمضي
حِمض ضعيف	قاعدة قويّة	قاعدي

أتحقّق:

1- أُوَضِّحُ الفرقَ بين الذوبان والتَّمَيُّه.

2- أُحَـدِّدُ الخصائـصَ الحِمضيّـة والقاعديّـة والمتعادلة لمحاليل الأمـلاح الآتيـة: $N_2H_5NO_3$, KNO_3, NaCl, CH_3NH_3Cl

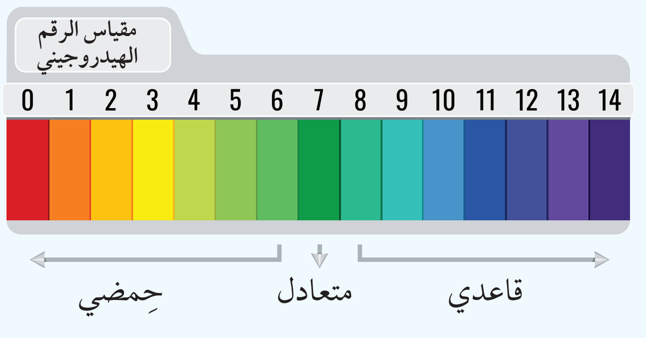
3- أُفَسِّرُ التأثيرَ القاعدي لمحلول الملح NaOCl.

التجربة 3

تَمَيُّهُ الأملاح

الموادُّ والأدوات:

كميات مناسبة منَ الأملاح الآتية: كلوريد الصوديوم NaCl، كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$، إيثانوات الصوديوم CH_3COONa، محلول الكاشف العام، كأس زجاجيّة 300 mL عدد (5)، قطع ورق لاصق، ماء مُقطَّر، قطّارة، ملعقة تحريك، ميزان حسّاس، مِخبار مُدَرَّج.



إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعامل معَ المواد الكيميائيّة بحذر.

خطواتُ العمل:

1- أكتبُ اسمَ كلِّ ملح وصيغتَهُ الكيميائيّة على قطعة الورق اللاصق وألصقها على أحد الكؤوس، ثمَّ ألصقُ على الكأس الأخيرة ورقةً كُتِبَ عليها ماءٌ مُقطَّر.

2- **أقيسُ** أضع باستخدام المخبار المُدَرَّج 20 mL منَ الماء المُقَطَّر، في كلِّ كأس زجاجيّة.

3- **ألاحظ.** أُضيفُ، باستخدام القطّارة، قطرتَين من محلول الكاشف العام إلى كلِّ كأس زجاجيّة، وأُحرِّكُها باستخدام ملعقة التحريك. أُلاحظ لونَ المحلول وَأُسَجِّلُه.

4- **أقيسُ** 3 g من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، وأضيفُها إلى الكأس المخصَّص لها، ثمَّ أُحَرِّكُ المحلول، وَأُسَجِّلُ اللونَ الذي يظهرُ فيه.

5- **ألاحظ.** أُكَرِّرُ الخطوة (4) معَ باقي الأملاح في الكؤوس الأخرى، وَأُلاحظُ تغيُّرَ ألوان المحاليل، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1. **أَصِفُ** ألوانَ محاليل الأملاح في التجربة بعد اضافة الكاشف لكل منها.
2. **أُفَسِّرُ** تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم NaCl بعد إضافة الكاشف اليه. ولون محلول الكاشف في الماء المُقطَّر.
3. **أُصَنِّفُ** محاليلَ الأملاح في التجربة إلى حِمضيّة أو قاعديّة أو متعادلة.
4. **أتوقعُ** قيمة pH لكلِّ محلول في التجربة بالاعتماد على الألوان المعياريّة للكاشف العام في المحاليل المختلفة.
5. **أُفَسِّرُ.** أكتبُ معادلة كيميائيّة أُفَسِّرُ بواسطتها السلوكَ الحِمضيَّ أو القاعديَّ لكلِّ محلول.

تأثيرُ الأيون المشترك: Common Ion Effect

توجد محاليلُ الحُموض الضعيفة ومحاليلُ القواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي، ويمكن التأثير في موضع الاتزان –وفقًا لمبدأ لوتشاتيليه– بعدّة طرائق، منها إضافة مادة إلى التفاعل تؤثر في موضع الاتزان. فمثلًا، يتأيَّنُ حِمضُ الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفقًا للمعادلة الآتية:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

وتكون الأيوناتُ الناتجة (CH_3COO^-, H_3O^+) في حالة اتزان معَ جُزيئات الحِمض غير المتأيِّنة CH_3COOH، وعند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم إلى المحلول يتفكك كُلِّيًّا، وفقَ المعادلة الآتية:

$$CH_3COONa_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ مـنَ المعادلتين السابقتيـن أنَّ الأيـون CH_3COO^- يَنْتُجُ من كلٍّ منَ الحِمض CH_3COOH والملح CH_3COONa، فهو يدخل في تركيب كلٍّ منهما، ويسمّى **الأيونَ المشترك Common Ion**، وعند إضافة الأيون CH_3COO^- إلى محلول الحمض الضعيف CH_3COOH يعمل علـى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار، ويؤدي إلى تغيير تراكيز المواد في المحلول، وهو ما يسمّى **تأثيرَ الأيون المشترك Common Ion Effect**. فما أثرُ إضافة أيون مشترك على تراكيز كلٍّ من أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- في المحلول؟

الأثرُ القاعدي للأيون المشترك The basic Effect of Common Ion

يوجد حِمضُ الهيدروفلوريك في حالة اتزان؛ حيث تكون الأيوناتُ الناتجة من تأيُّن الحِمض في حالة اتزان معَ جُزيئات الحِمض غيرِ المتأيِّن، كما في المعادلة الآتية:

$$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons F^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم NaF إلى محلول الحِمض يتفكك، وفقَ المعادلة الآتية:

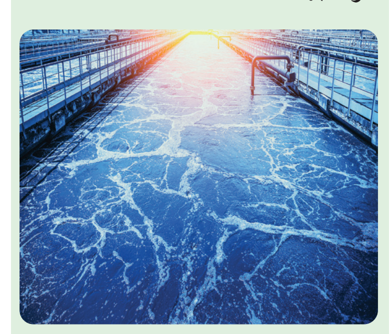
$$NaF_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} F^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ هناك مصدرين للأيون F^-؛ أحدهما الحِمض HF، والآخر الملح NaF؛ وبذلك يكون F^- الأيونَ المشترك في المحلول، وإنَّ إضافة الملح NaF الى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك F^- في المحلول، ووفقًا لمبدأ لوتشاتليه فإنَّ موضع



معالجة المياه

المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية، تحتوي المياه فيها على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها .



الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يقلِّلُ من تأين الحِمض الضعيف HF، كما أنه يقلِّل من تركيز أيونات H_3O^+ ويزيد منَ الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول؛ ويمكن حسابُ تركيز أيونات H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول عند إضافة الملح، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 24

أحسبُ التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض الضعيف CH_3COOH، الذي تركيزُه 0.1 M وَرَقْمُهُ الهيدروجيني pH = 2.9 إذا أُضيف إلى لتر منه 0.2 mol من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa. علمًا أنَّ $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1\ M$

حجم المحلول = 1 L

عدد مولات الملح CH_3COONa = 0.2 mol

$$[CH_3COONa] = \frac{n}{v} = \frac{0.2}{1} = 0.2\ M$$

$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

الرَّقْمُ الهيدروجيني قبلَ إضافة الملح: $pH_1 = 2.9$

الرَّقْمُ الهيدروجيني بعد إضافة الملح: $pH_2 = ??$

المطلوب: حساب التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

عند إضافة الملح CH_3COONa يتفكك، كما في المعادلة الآتية:

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ الأيونَ المشترك CH_3COO^- ينتج من تأيُّن الحِمض CH_3COOH وتفكك الملح CH_3COONa. ونظرًا إلى أنَّ ثابت تأيُّن الحِمض صغيرٌ جدًّا، فإنَّ تركيزَ أيونات CH_3COO^- الناتج من تأيُّن الحِمض يكون صغيرًا جدًّا ويمكن إهمالُه ويعدُ الملح المصدرَ الرئيس لهذه الأيونات، ومن ثَمَّ فإنَّ تركيزَ الأيون المشترك CH_3COO^- يكون مساويًا لتركيز الملح CH_3COONa في المحلول؛ أي أنَّ:

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2\ M$$

أستخدمُ ثابتَ تأيُّن الحِمض K_a لحساب تركيز H_3O^+، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+](0.2)}{0.1}$$

$$[H_3O^+] = 8.5 \times 10^{-6} M$$

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH_2، للمحلول بعد إضافة الملح كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH باستخدام العلاقة الآتية:

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

وهذا يشيرُ إلى حدوث زيادة في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحِمض.

المثال 25

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول مكوَّن منَ الحِمض HNO_2 تركيزُه 0.085 M والملح KNO_2 تركيزُه 0.1 M. علمًا أنَّ $\log 3.825 = 0.58$, $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

تحليل السؤال $[HNO_2] = 0.085\ M$

$[KNO_2] = 0.1\ M$

$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

المطلوب: حساب الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض والملح.

الحل:

أكتبُ معادلة كلٍّ منَ الحِمض والملح:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

لحساب الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول، أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام K_a، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+](0.1)}{0.085}$$

$$[H_3O^+] = 3.825 \times 10^{-4} M$$

أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول، كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (3.825 \times 10^{-4}) = 4 - 0.58 = 3.42$$

✓ **أتحقَّق.** أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض H_2SO_3، الذي تركيزُه 0.2 M وَحَجْمُهُ 400 mL، إذا أُضيفَ إليه 0.2 mol من الملح $NaHSO_3$. ($\log 5.1 = 0.71$, $\log 5.2 = 0.72$)

الأثرُ الحِمضي للأيون المشترك: The Acidic Effect of Common Ion

تتأيَّنُ القواعدُ الضعيفة جُزئيًّا في الماء فتنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات أخرى موجبة، وتكون تراكيزُ الأيونات الناتجة في حالة اتزان معَ جُزيئات القاعدة غير المتأيّنة في المحلول. فمثلًا، تتأيَّنُ الأمونيا، كما في المعادلة الآتية:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

وعند إضافة ملح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، إلى محلول القاعدة يتفكك، كما في المعادلة الآتية:

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ هناك مصدرين للأيون NH_4^+؛ أحدهما القاعدة NH_3، والآخر الملح NH_4Cl، وبذلك يكون NH_4^+ الأيونُ المشترك في المحلول، وعند إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة الضعيفة NH_3 يزداد تركيز الأيون المشترك، ووفقًا لمبدأ لوتشاتيليه فإنَّ موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يقلِّلُ من تأين القاعدة الضعيفة NH_3، وَيُقَلِّلُ في الوقت نفسه من تركيز أيونات OH^-، ومن ثَمَّ يزداد تركيزُ أيونات H_3O^+ ويقل الرَّقْمُ الهيدروجيني pH للمحلول. والأمثلةُ الآتية توضِّحُ كيفيّة حساب تركيز أيونات OH^- و H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة الضعيفة عندما يُضافُ إليه أيونٌ مشترك.



أُصَمِّمُ، باستخدام برنامج صانع الأفلام (Movie Maker)، فلمًا قصيرًا لتوضيح الخصائص الحِمضيَّة والقاعديَّة للأملاح والأيون المشترك، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي وزملائي.

المثال 26

أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3، الذي حجمُهُ 1 L وتركيزُهُ 0.1 M ورقمُهُ الهيدروجيني pH يساوي 11، إذا أُضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl. علمًا أنَّ log 1.1 = 0.04 ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[NH_3] = 0.1\ M$

$$[NH_4Cl] = [NH_4{}^+] = \frac{n}{v} = \frac{0.2\ mol}{1\ L} = 0.2\ M$$

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

المطلوب: حساب التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول القاعدة.

الحل:

أكتبُ معادلة كلٍّ منَ القاعدة والملح، كما يأتي:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

أستخدمُ ثابتَ تأيُّن القاعدة لحساب $[OH^-]$، كما يأتي:

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4{}^+]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \frac{K_b\,[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 0.9 \times 10^{-5}\ M$$

أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي:

$$K_w = [H_3O^+]\,[OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.9 \times 10^{-5}} = 1.1 \times 10^{-9}\ M$$

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log\,[H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log\,(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - 0.04 = 8.96$$

أحسبُ التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني، كما يأتي:

$$\Delta pH = 8.96 - 11 = -2.04$$

تشيرُ الإشارة السالبة لتغيُّر الرَّقْم الهيدروجيني إلى نقص قيمة pH.

المثال 27

أحسبُ عددَ مولات الملح CH_3NH_3Br اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة CH_3NH_2 تركيزُها 0.1 M ليصبح رَقْمُها الهيدروجيني 10.5 علمًا أنَّ: $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، $\log 3.2 = 0.5$

تحليل السؤال:

$K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، $\log 3.2 = 0.5$ ، $pH = 10.5$ ، $[CH_3NH_2] = 0.1\ M$

المطلوب: حساب عدد مولات الملح CH_3NH_3Br.

الحل: أكتبُ معادلة كلٍّ منَ القاعدة والملح، كما يأتي:

$$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$CH_3NH_3Br_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + Br^-{}_{(aq)}$$

أستخدمُ pH لحساب تركيز H_3O^+:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10.5} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11}\ M$$

أحسبُ تركيزَ OH^- باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = 3.1 \times 10^{-4}\ M$$

أُطَبِّقُ ثابتَ تأيُّن القاعدة K_b لحساب تركيز الملح المشترك:

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{0.31 \times 10^{-3}\,[CH_3NH_3^+]}{0.1}$$

$$[CH_3NH_3^+] = 1.42 \times 10^{-1}\ M = 0.142\ M$$

أحسبُ عددَ مولات الملح، كما يأتي:

$$n = M\,.\,v = 0.142\ M \times 0.4\ L = 0.057\ mol$$

أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة C_5H_5N الذي تركيزه 0.2 M عند إضافة 0.2 mol مِنَ الملح C_5H_5NHCl إلى 600 mL مِنَ المحلول. علمًا أنَّ: $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$ ، $\log 1.17 = 0.07$

المحاليلُ المنظِّمة Buffered Solutions

تؤدي إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة إلى الماء إلى تغيير كبير في الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلّا أنَّ هناك بعضَ المحاليل لا يتأثر رَقْمُها الهيدروجينيُّ بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمّى **المحاليلَ المنظِّمة Buffered Solutions**، وهي محاليلُ يمكنها مقاومة التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني pH عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة إليها؛ فهي تتكوَّنُ من حِمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حِمض ضعيف وملحه) أو قاعدة ضعيفة وحِمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها)، وَتُعَدُّ المحاليل المنظِّمة من أهمّ تطبيقات الأيون المشترك، وهي تستخدم في مجالات صناعيّة واسعة، مثل صناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائيّة وغيرها، كما تحتوي الأنظمة الحيويّة في أجسام الكائنات الحيّة على العديد منَ المحاليل المنظِّمة، من أهمّها المحلولُ المنظِّم في الدم، الذي يتكوَّنُ من حِمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة HCO_3^-، ويعمل على الحفاظ على الرَّقْم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4، فالدم يحملُ الموادَّ المختلفة ذات الطبيعة الحِمضيّة أو القاعديّة التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغيَّرَ رَقْمَهُ الهيدروجيني. وعليه، فستتعرَّفُ في ما يأتي نوعين منَ المحاليل المنظِّمة وكيفيّة عملها.

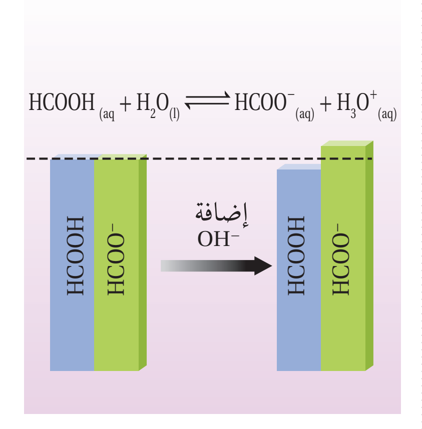
المحاليلُ المنظِّمة الحِمضيّة Acidic Buffered Solutions

يتكوَّنُ المحلولُ المنظِّم الحِمضي من حِمض ضعيف وقاعدته المرافقة. فمثلًا، يحتوي محلولُ حِمض الميثانويك HCOOH، وملحه HCOONa، على نسبة عالية من جُزيئات الحِمض غير المتأيِّنة، وعلى نسبة عالية منَ القاعدة المرافقة $HCOO^-$ الناتجة من تفكك الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+. وتوضِّحُ المعادلتان الآتيتان تأيُّنَ الحِمض وتفكك الملح:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$HCOONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} HCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

وعند إضافة كميّة قليلة من قاعدة قويّة، مثل NaOH، تتأيَّنُ، وتنتج أيونات OH^-، التي يُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ الحِمض HCOOH، وتتكوَّنُ نتيجة لذلك القاعدةُ المرافقة $HCOO^-$؛ وبهذا فإنَّ تركيزَ الحِمض سوف يقلُّ بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)، وفي الوقت نفسه يزدادُ تركيزُ الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه؛ وبذلك تتغيَّرُ النسبةُ بين تركيز الحِمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، أنظرُ الشكل (11)، ويتغير تركيزُ H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً، ويحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكلُ (11): أثَرُ إضافة قاعدة إلى محلول منظم حِمضي.

المثال 28

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول يتكوَّنُ من حِمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزُهُ 0.5 M والملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزُهُ 0.5 M، ثمَّ أُقارنُه بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol منَ القاعدة القويّة NaOH إلى 1 L منَ المحلول. علماً أن log 1.7 = 0.23, log 1.63 = 0.21

تحليل السؤال: [NaOH] = 0.01 M ، [CH_3COONa] = 0.5 M ، [CH_3COOH] = 0.5 M

حجم المحلول= 1 L ، $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

المطلوب: مقارنة الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ إضافة NaOH وبعدها.

الحل:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

أحسبُ أوَّلًا pH للمحلول قبلَ إضافة القاعدة NaOH، كما في الأيون المشترك:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\,(0.5)}{0.5}$$

$$[H_3O^+] = 1.7 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH_1 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_1 = -\log (1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

عند إضافة القاعدة NaOH تتأيَّنُ كُلِّيًّا ويكونُ $[OH^-] = [NaOH] = 0.01\ M$

وتتفاعل معَ الحِمض CH_3COOH ويقلُّ تركيزُهُ بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[CH_3COOH] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$$

ونتيجة لذلك تتكوَّنُ القاعدةُ المرافقة CH_3COO^- ويزدادُ تركيزُها بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[CH_3COO^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$$

أستخدمُ ثابتَ تأيُّن الحِمض K_a لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+](0.51)}{0.49}$$

$$[H_3O^+] = 1.63 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (1.63 \times 10^{-5}) = 5 - 0.21 = 4.79$$

يَتَّضِحُ منَ المثال أنَّ هناك زيادة قليلة جدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 0.02 وبالمثل، عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي، مثل HCl، إلى المحلول يتأيَّنُ، وتنتج أيونات H_3O^+، التي يُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ القاعدة المرافقة CH_3COO^- لتكوين الحِمض CH_3COOH؛ وبذلك يقلُّ تركيزُ القاعدة المرافقة CH_3COO^- بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المُضافة (الحمض المضاف)، ويزدادُ تركيزُ الحِمض CH_3COOH بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ النسبة بين تركيز الحِمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، أنظرُ الشكل (12)، ويتغير تركيزُ H_3O^+ بنسبة صغيرة جِدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول. ويمكن توضيحُ ذلك من خلال المثال الآتي:

$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

إضافة H_3O^+

CH_3COOH CH_3COO^- CH_3COOH CH_3COO^-

الشكلُ (12): أثَرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم حِمضي.

المثال 29

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة 0.01 mol منَ الحِمض HCl إلى 1 L منَ المحلول، ثمَّ أُقارنُه بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ الإضافة. علماً أن 0.25 = log 1.77

تحليل السؤال:

$[CH_3COOH] = 0.5\ M$

$[CH_3COONa] = 0.5\ M$

$[HCl] = 0.01\ M$

حجم المحلول $= 1\ L$

$K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

المطلوب: مقارنة الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ إضافة HCl وبعدها.

الحل:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$CH_3COONa_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني pH بعد إضافة الحِمض HCl، ثمَّ أُقارنُها بالرَّقْم الهيدروجيني قبلَ الإضافة.

عند إضافة الحِمض HCl يتأيَّنُ كُلِّيًّا ويكون $[H_3O^+] = [HCl] = 0.01\ M$

يتفاعلُ الحِمضُ HCl معَ القاعدة المرافقة CH_3COO^- ويقلُّ تركيزُها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$[CH_3COO^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$

ونتيجة لذلك يتكوَّنُ الحِمضُ CH_3COOH ويزدادُ تركيزُهُ بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$[CH_3COOH] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$

أستخدمُ ثابتَ تأيُّن الحِمض K_a لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+](0.49)}{0.51}$$

$$[H_3O^+] = 1.77 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (1.77 \times 10^{-5}) = 5 - 0.25 = 4.75$$

أُلاحظُ أنَّ pH_1 للمحلول قبل إضافة الحِمض HCl تساوي 4.77، أمّا بعد إضافة الحِمض HCl فأصبحت pH_2 تساوي 4.75؛ ما يشيرُ إلى حدوث انخفاض قليل جدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 0.02

أتحقَّق:

1- أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول منظِّم يتكوَّنُ من كلٍّ من حِمض البنزويك C_6H_5COOH وملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa. تركيز كل منهما 0.2 M علمًا أنَّ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

2- أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol منَ الحِمض HBr إلى 1 L منَ المحلول، أهمل التغير في الحجم.

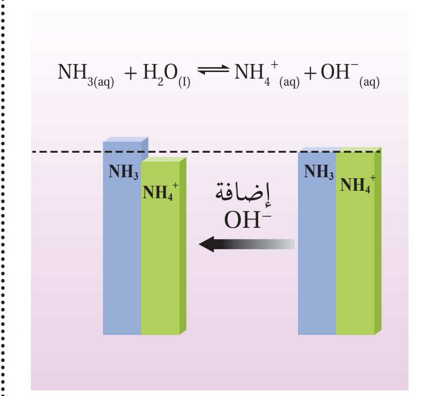
المحاليلُ المنظِّمة القاعديّة Basic Buffered Solutions

يتكوَّنُ المحلولُ المنظِّمُ القاعديُّ من قاعدة ضعيفة وحِمضها المرافق. فمثلًا، محلولُ القاعدة NH_3، وملحُها NH_4Cl، يحتوي على نسبة عالية من جُزيئات القاعدة غير المتأيِّنة، وعلى نسبة عالية من أيونات الحِمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأيُّن الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات OH^-. وتوضِّحُ المعادلتان الآتيتان تأيُّنَ كلٍّ منَ القاعدة والملح:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

وعند إضافة كميّة قليلة من قاعدة قويّة، مثل NaOH، تتأيَّن، وتنتج أيونات OH^-، التي يُستهلَكُ معظمُهاعن طريق تفاعلها معَ الحِمض المرافق NH_4^+ لتكوين القاعدة NH_3؛ وبذلك يزدادُ تركيزُ القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات OH^- المُضافة (القاعدة المضافة)، ويقلُّ تركيزُ الحِمض NH_4^+ بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ نسبة تركيز القاعدة وحِمضها المرافق بدرجة قليلة، أنظرُ الشكل (13)، ويتغير تركيزُ OH^- بنسبة صغيرة جدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكلُ (13): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم قاعدي.

المثال 30

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول منظم يتكوَّنُ منَ الأمونيا NH_3، التي تركيزُها 0.5 M، والملح NH_4Cl، الذي تركيزُهُ 0.5 M، ثمَّ أُقارِنُه بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol منَ القاعدة القويّة NaOH إلى 1 L منَ المحلول. (أهمل التغير في الحجم) log 5.5 = 0.74 , log 5.3 = 0.72

تحليل السؤال:

$[NH_3] = 0.5\ M$

$[NH_4Cl] = 0.5\ M$

$[NaOH] = 0.01\ M$

حجم المحلول = 1 L

$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

المطلوب: مقارنة الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة NaOH وبعدها.

الحل:

أكتبُ معادلة كلٍّ منَ القاعدة والملح، كما يأتي:

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4{}^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4{}^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

أحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول قبل إضافة القاعدة NaOH، كما يأتي:

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4{}^+]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \frac{Kb\ [NH_3]}{[NH_4{}^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.5} = 1.8 \times 10^{-5}\ M$$

أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي:

$$K_w = [H_3O^+]\ [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.5 \times 10^{-10}\ M$$

أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log (5.5 \times 10^{-10}) = 10 - 0.74 = 9.26$$

أحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة القاعدة NaOH، كما يأتي:

عند إضافة القاعدة NaOH تتأيَّنُ كُلِّيًّا ويكونُ:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0.01\ M$$

وتتفاعلُ معَ الحِمض المرافق $NH_4{}^+$ فيقلُّ تركيزُهُ بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

$$[NH_4{}^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$$

ونتيجة لذلك تتكوَّنُ القاعدة NH_3 ويزداد تركيزُها بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

$$[NH_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$$

أحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة القاعدة NaOH، كما يأتي:

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \frac{(K_b\,[NH_3])}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87 \times 10^{-5}\,M$$

أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}} = 5.3 \times 10^{-10}\,M$$

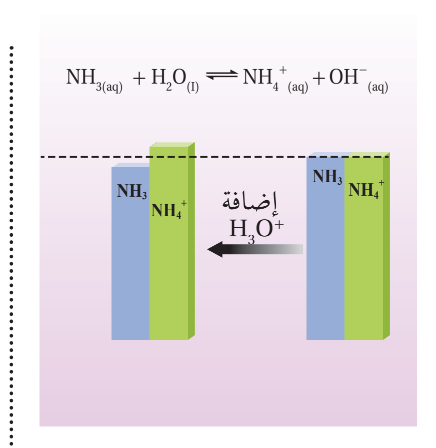
أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - 0.72 = 9.28$$

أُلاحظُ حدوثَ ارتفاع قليل جدًّا بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول.

أمّا عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي، مثل HCl، فإنه يتأيّنُ، وتنتج أيونات H_3O^+، وَيُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ القاعدة NH_3 لتكوين الحِمض NH_4^+؛ وبذلك يقلُّ تركيزُ القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة (الحمض المضاف)، ويزدادُ تركيزُ الحِمض المرافق NH_4^+ بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ نسبة تركيز القاعدة وحِمضها المرافق بدرجة قليلة، أنظرُ الشكل (14)، ويتغير تركيزُ كلٍّ من OH^- و H_3O^+ في المحلول بنسبة صغيرة جِدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكلُ (14): أثَرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم قاعدي .

المثال 31

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة 0.01 mol منَ الحِمض HCl إلى 1L منَ المحلول، ثمَّ أُقارنُه بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ الإضافة، علماً أن log 5.8 = 0.76 . (أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

$[NH_3] = 0.5\,M$

$[NH_4Cl] = 0.5\,M$

$[HCl] = 0.01\,M$

المطلوب: حساب pH للمحلول $NH_3 \backslash NH_4Cl$ عند إضافة حِمض HCl.

الحل:

عند إضافة الحِمض HCl يتأيَّنُ كُلِّيًّا ويكونُ $[H_3O^+] = [HCl] = 0.01\,M$

يتفاعلُ الحِمضُ HCl معَ القاعدة NH_3 ويقلُّ تركيزُها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[NH_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$$

ونتيجة لذلك يتكوَّنُ الحِمضُ المرافق NH_4^+ ويزدادُ تركيزُهُ بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[NH_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$$

أحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض HCl، كما يأتي:

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \frac{K_b[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.49}{0.51} = 1.73 \times 10^{-5}\ M$$

أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأيُّن الماء K_w، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1\times10^{-14}}{1.73 \times 10^{-5}} = 5.8 \times 10^{-10}\ M$$

أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول، كما يأتي:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (5.8 \times 10^{-10}) = 10 - 0.76 = 9.24$$

أُلاحظُ حدوثَ انخفاض قليل جدًّا بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول.

يَتَّضِحُ منَ الأمثلة السابقة أنَ المحلول المنظِّم يقاوم التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني عندما تُضاف إليه كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة.

أتحقَّق:

1- أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول منظِّم يتكوَّنُ من القاعدة ميثيل أمين CH_3NH_2 تركيزها 0.15 M والملح ميثيل كلوريد الأمونيوم CH_3NH_3Cl تركيزه 0.2 M $(K_b = 4.4 \times 10^{-4}\ ,\ \log 3.03 = 0.48)$

2- أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني إذا أُضيف 0.01 mol منَ حِمض الهيدروبروميك HBr إلى 500 mL منَ المحلول السابق. $(\log 3.8 = 0.58)$

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أُوَضِّحُ مكوِّنات المحلول المنظم الحمضي.

2- أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

- التَّميُّه
- الأيون المشترك

3- أُحَدِّدُ مصدرَ الأيونات لكلٍّ منَ الأملاح الآتية:

KNO_3 , CH_3NH_3Br , C_6H_5COONa , LiF

4- أُحَدِّدُ الملحَ الذي يَتَمَيَّهُ في الماء منَ الأملاح الآتية:

KCN , LiBr , C_5H_5NHI , HCOONa , $NaClO_4$

5- **أُصَنِّفُ** محاليلَ الأملاح الآتية إلى حِمضيّة وقاعديّة ومتعادلة:

KNO_2 , NH_4NO_3 , LiCl , $NaHCO_3$, $C_6H_5NH_3Br$

6- **أُوَضِّحُ** أثَرَ إضافة كميّة قليلة من بلورات الملح الصُّلب NaHS في قيمة pH لمحلول حِمض H_2S.

7- **أحسبُ** كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول HNO_2 تركيزُهُ 0.02 M لتصبح قيمة pH للمحلول 3.52. علمًا أنَّ $\log 3 = 0.48$ ، $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ ، الكتلة المولية (Mr) للملح = 85 g\mol

8- **أحسبُ** نسبة الحِمض إلى القاعدة في محلول رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 10 مكوَّنٌ منَ القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl علمًا أنَّ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

9- محلولٌ منظِّم حجمُهُ 0.5 L مكوَّنٌ من $C_2H_5NH_2$ تركيزُها 0.2 M، والملح $C_2H_5NH_3Cl$ تركيزُهُ 0.4 M، علمًا أنَّ $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\log 4.3 = 0.63$ ، $\log 1.1 = 0.04$ (أهمل تغير الحجم).

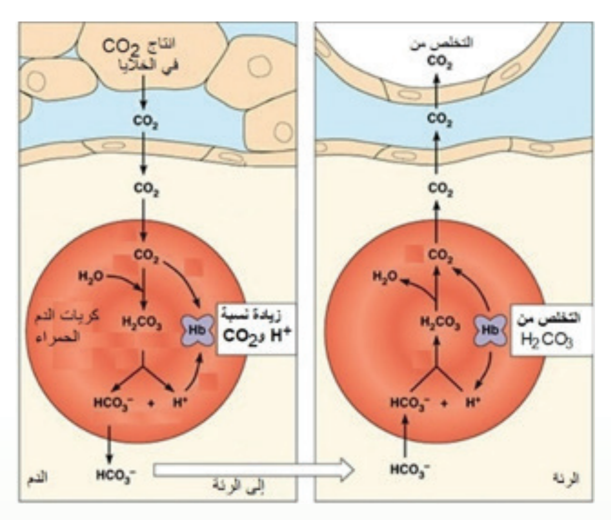
أ. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول.

ب. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من الحِمض HCl.

جـ. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol منَ القاعدة KOH.

الإثراءُ والتوسُّع

المحلولُ المنظِّم في الدم



يحتوي الدمُ على عدد منَ المحاليل المنظِّمة، تحافظ على قِيَمِ الرَّقْم الهيدروجيني بين (7.45–7.35)، وهذا نطاقٌ ضيِّق تحدثُ فيه جميع التغيُّرات الكيميائيّة الحيويّة في الجسم، وفي حال زيادة الرَّقْم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقلَّ من 6.8 يختلُّ النظامُ الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة. وَيُعَدُّ محلولُ حِمض الكربونيك وقاعدته المرافقة $(H_2CO_3 \backslash HCO_3^-)$ أحدَ أهمِّ المحاليل المنظِّمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثلُ المحلولَ المنظِّم في الدم:

$$H_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

تؤدي زيادة ممارسة الأنشطة المتنوعةِ من قِبَلِ الشخصِ إلى زيادة معدل التنفُّس اللاهوائي في الخلايا وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2، الذي يندفع إلى الدم ويتفاعل معَ الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

يمكن أن يزداد تركيزُ أيونات H_3O^+ في الدم نتيجة العديد منَ التفاعلات الحيويّة في الجسم، فيعمل المحلول المنظِّم في الدم على التخلُّص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حِمض الكربونيك H_2CO_3، فيزداد تركيزُه، ويقل بذلك تركيزُ HCO_3^-، ويقل تركيزُ أيونات H_3O^+، ويزداد تركيزُ أيونات OH^-؛ ما يحفِّزُ الكُلى على إنتاج أيونات HCO_3^- لتعويض النقص في تركيزها؛ وبذلك يزداد تركيزُ حِمض الكربونيك في الدم، وتستقبل أيونات OH^- البروتون من حِمض الكربونيك H_2CO_3، وَيُزاح موضعُ الاتزان إلى اليمين نحو تكوين HCO_3^- مرّةً أخرى، ويزداد تركيزُ أيونات H_3O^+ من جديد.

وتستمرُّ إزاحة موضع الاتزان مرّةً نحو اليسار ومرّةً نحو اليمين؛ ما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتًا نسبيًّا ويحافظ على مدى ثابت منَ الرَّقْم الهيدروجيني في الدم.

تعمل الكُلى على ضبط تركيز أيونات HCO_3^-، فتزيد إفرازها إلى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، كما تزيد معدلَ امتصاصها عند حدوث زيادة في تركيزها.

وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حِمض الكربونيك في الدم؛ ما يسبِّبُ استمرارَ اندفاع ثاني أكسيد الكربون CO_2 من الخلايا إلى الدم؛ حيث يتفكَّكُ حِمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء ويجري التخلُّصُ منهما عن طريق التنفس؛ وبهذا فإنَّ الرئة تعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حِمض الكربونيك في الدم.

مراجعةُ الوحدةِ

1 . أُوَضِّحُ المقصود بكلٍّ ممّا يأتي:
- قاعدة أرهينيوس
- حِمض لويس
- مادة أمفوتيريّة
- المحلول المنظم

2 . **أُفَسِّرُ:**

أ - السلوكَ الحِمضي لمحلول HNO_2 حَسَبَ مفهوم برونستد– لوري.

ب - السلوكَ الأمفوتيري للأيون HS^- عند تفاعله مع كلٍّ من HCl و NO_2^-.

3 . أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلات الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

$$C_5H_5N_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow C_5H_5NH^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

4 . أُحَدِّدُ حِمضَ لويس وقاعدتَهُ في التفاعل الآتي:

$$HgI_{2(s)} + 2I^-_{(aq)} \rightleftharpoons HgI_4^{2-}{}_{(aq)}$$

5 . **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوَّن بإذابة 4 g منه في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة الموليّة للقاعدة NaOH = 40 g\mol.

6 . **أحسبُ**. جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH، فتعادلت معَ 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.01 M. أحسبُ تركيز المحلول LiOH.

7 . أُضيفُ 40 mL من محلول KOH تركيزُه 0.4 M إلى 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.5 M. أحسبُ قيمة pH للمحلول الناتج.

8 . تمثِّلُ المعادلاتُ الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض المتساوية التركيز، $(H_2SO_3$ ، HCN ، HF)، التي كان موضع الاتزان مُزاحًا فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرسُ التفاعلات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

$$H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$$

$$H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$$

$$HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$$

أ - أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب - أكتبُ صيغة الحِمض الذي له أعلى K_a.

جـ- أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يكونُ فيه $[OH^-]$ الأقل: محلول HF أم محلول HCN.

د - أُحَدِّدُ أيَّ محاليل الحُموض المذكورة له أعلى pH.

9 . **أحسبُ**. محلولٌ حجمُهُ 2 L يتكوَّنُ من 0.1 M من حِمض RCOOH، وَرَقْمُهُ الهيدروجيني pH = 4، أُضيفت إليه كميّة منَ الملح RCOONa فتغيَّرت قيمةُ pH بمقدار 1.52 درجة. أحسبُ عددَ مولات الملح المُضاف. علمًا أنَّ log 3 = 0.48 (أهمل التغير في الحجم)

10. محلولُ المنظِّم يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2، الذي تركيزُهُ 0.3 M، والملح KNO_2، الذي تركيزُهُ 0.2 M. علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

أ - **أحسبُ** pH للمحلول.

ب - **أحسبُ** pH للمحلول السابق إذا أُضيف 0.1 mol منَ القاعدة NaOH إلى 1 L منه.

11. محلول منظم يتكوَّنُ منَ القاعدة CH_3NH_2، التي تركيزُها 0.3 M، والملح CH_3NH_3Cl، الذي تركيزُهُ 0.2 M، أحسب: علمًا أنَّ $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

كتلةَ الحِمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر منَ المحلول لتصبح pH = 10. علمًا أنَّ $M_{r(HCl)} = 36.5$ g\mol

12. يبيِّنُ الجدولُ الآتي الرَّقْمَ الهيدروجيني لعدد منَ المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرسُها، ثمَّ أختارُ منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة منَ الفقرات الآتية:

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

أ - قاعدة يكونُ فيها $[OH^-]=1\times 10^{-5}$ M

ب - المحلول الذي يمثلُ الملح KBr

جـ - محلول حِمض HNO_3 تركيزه 1 M

د - محلول قاعدي تركيزُ $[H_3O^+]$ فيه أقلُّ ما يمكن.

هـ - محلول أيوناته لا تتفاعل معَ الماء.

13. يحتوي الجدولُ الآتي على معلومات تتعلّقُ ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرسُ هذه المعلومات، ثمَّ أجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلّقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[OH^-]=1\times 10^{-12}$ M	0.2 M
HCOOH	$[HCOO^-] = 2 \times 10^{-3}$ M	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_4	$K_b= 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
C_5H_5N	pH = 9	0.05 M
$C_2H_5NH_2$	$[OH^-] = 3 \times 10^{-3}$ M	0.03 M

أ - **أحسبُ** تركيزَ $[H_3O^+]$ في محلول HClO.

ب - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[OH^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2.

جـ - **أُحَدِّدُ** أيَّ الملحين أكثر قدرة على التَّميُّه: KNO_2 أم HCOOK

د - **أُقَرِّرُ** أيُّها أقوى: الحِمض المرافق للقاعدة C_5H_5N أم الحِمض المرافق للقاعدة $C_2H_5NH_2$.

هـ - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[H_3O^+]$: محلول C_5H_5N أم محلول $C_2H_5NH_2$.

و - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين له أعلى رَقْم هيدروجيني (pH): محلول N_2H_5Cl أم $C_2H_5NH_3Cl$.

ز - **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol منَ الملح HCOONa إلى لتر منَ المحلول.

14. **أحسبُ** pH لمحلول يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2 ومحلول الملح KNO_2، لهما التركيزُ نفسُه $Ka = 4.5 \times 10^{-4}$.

15. **أتوقعُ** ما يحدثُ لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهملُ التغيُّر في الحجم)

أ - إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $NaHCO_3$ إلى 500 mL من محلول الحِمض H_2CO_3.

ب - إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى 500 mL من محلول القاعدة N_2H_4.

جـ - إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول الحِمض HCl.

16. يحتوي الجدولُ الآتي على عدد منَ المحاليل تركيزُ كلٍّ منها 1M وبعض المعلومات المتعلقة بها. أدرسُ المعلومات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

المحلول	معلومات تتعلّق بالمحلول
الحِمض HC	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$ M
الحِمض HD	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الملح KX	pH = 9
الملح KZ	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$ M

أ - أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ؟

ب - أكتبُ معادلة لتفاعل محلول الحِمض HD والأيون C^- ثم:

- أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين في المحلول.
- أتوقعُ الجهة التي يرجِّحُها الاتزانُ في التفاعل.

جـ - **استنتجُ** القاعدة المرافقة الأضعف: D^- أم C^-.

د - **أحسبُ** تركيزَ H_3O^+ في محلول مكوَّن منَ القاعدة B، التي تركيزُها 1M، والملح BHCl، الذي تركيزُه 0.5 M.

17. أختارُ الإجابة الصحيحة لكلِّ فقرة في ما يأتي:

1 . يكونُ تركيزُ الأيونات الناتجة عن تأيُّن أحدِ المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسِها أعلى ما يمكن:

أ) NH_3 ب) NaOH جـ) HCOOH د) HClO

2 . العبارة الصحيحة، في المعادلة ($HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$)، هي:

أ) يتأيّنُ الحِمض HA كُلّيًّا.

ب) الحِمضُ HA يختفي منَ المحلول.

جـ) الحِمضُ HA ضعيف.

د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.

3 . القاعدة المرافقة الأضعف في ما يأتي، هي:

أ) NO_3^- ب) OCl^- جـ) F^- د) CN^-

4 . المحلولُ الذي لم يتمكّن مفهومُ أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو :

أ) HCl ب) NaCN جـ) HCOOH د) NaOH

5 . أحدُ الأيونات الآتية لا يُعَدُّ أمفوتيريًّا :

أ) $H_2PO_4^-$ ب) HS^- جـ) HCO_3^- د) $HCOO^-$

6 . المادَّةُ التي تتأين في الماء وتُنتِجُ أيون الهيدروكسيد (OH^-)، هي :

أ) حِمض أرهينيوس ب) قاعدة لويس

جـ) قاعدة أرهينيوس د) قاعدة برونستد-لوري

7 . المادَّةُ التي تستطيع استقبالَ زوج منَ الإلكترونات غير رابط من مادَّة أخرى، هي :

أ) F^- ب) Cu^{2+} جـ) BF_4^- د) CO_3^{2-}

8 . إذا كان $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-2}$ M في محلول ما، فإنَّ $[OH^-]$ هو:

أ) 1×10^{-2} M ب) 2×10^{-12} M

جـ) 1×10^{-10} M د) 5×10^{-13} M

9. محلولُ حِمض HBr:

أ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات OH^-

ب) عددُ مولات H_3O^+ أقل فيه من عددِ مولات OH^-

جـ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات HBr المذابة

د) عددُ مولات Br^- تساوي فيه عددَ مولات OH^-

10. المحلولُ الذي له أعلى pH في المحاليلِ الآتية التي لها التركيزُ نفسه، هو:

أ) NH_4Cl ب) HBr جـ) NaCl د) NH_3

11. المحلولُ الذي له أقلُّ قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز، هو:

أ) KNO_3 ب) NaOH جـ) HNO_2 د) HNO_3

12. المحلولُ الذي له أقلُّ تركيز H_3O^+ منَ المحاليل الآتية المتساوية التركيز، هو:

أ) HCl ب) N_2H_5Br جـ) KNO_2 د) NH_4Cl

13. ترتيبُ المحاليل المائيّة للمركَّبات الآتية (LiOH, N_2H_5Cl ، KNO_2,NaCl) المتساوية في التركيز حَسَبَ رَقْمِها الهيدروجيني pH، هو:

أ) $KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl > LiOH$

ب) $LiOH > KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl$

جـ) $N_2H_5Cl > NaCl > KNO_2 > LiOH$

د) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

14. ينتج الأيونُ المشترك $N_2H_5^+$ منَ المحلول المكوّن من:

أ) N_2H_4/HNO_3 ب) N_2H_5Br/ HBr

جـ) N_2H_4/H_2O د) $N_2H_5NO_3/ N_2H_4$

الوحدةُ 2

الكيمياء الكهربائية
Electrochemistry



أتأمَّلُ الصورة

طوَّرت وكالة ناسا الفضائيّة وقودًا صُلبًا مكوَّنًا من فوق كلورات الأمونيوم NH_4ClO_4 ومسحوق الألمنيوم Al؛ إذ تعمل فوق الكلورات على أكسدة الألمنيوم فينتج أكسيد الألمنيوم Al_2O_3 وكلوريد الألمنيوم $AlCl_3$ وبخار الماء H_2O وغاز النيتروجين N_2، ويصل التفاعل إلى درجة حرارة $2760\ ^\circ C$، فتتمدَّد الغازات بسرعة؛ ممّا يؤدّي إلى دفع الصاروخ وانطلاقه من مِنصّة الإطلاق بفضل تفاعلات التأكسد والاختزال. فما المقصود بتفاعلات التأكسد والاختزال؟ وما التطبيقات العمليّة المرتبطة بها؟



الفكرةُ العامّة:

تعدُّ تفاعلاتُ التأكسد والاختزال شائعة في الطبيعية، ومهمَّة في الصناعة، وتتضمَّن انتقال الإلكترونات من المادة التي تتأكسد إلى المادة التي تُختزل، وما يُصاحبها من إنتاج طاقة كهربائية أو استهلاكها.

الدرسُ الأول: التأكسد والاختزال

الفكرةُ الرئيسة: تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحَدَّدُ المادَّةُ التي تأكسدت والمادَّةُ التي اختُزلت من خلال التغيُّر في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

الدرسُ الثاني: الخلايا الجلفانيّة

الفكرةُ الرئيسة: تتحوَّلُ الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة في الخليّة الجلفانيّة من خلال تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرق الجهد الناتج على جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المكوِّنة لها.

الدرسُ الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

الفكرةُ الرئيسة: تُستخدم الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.



تفاعل بعض الفلزّات مع حمض الهيدروكلوريك HCl

الموادُّ والأدوات: شريط مغنيسيوم طوله 5 cm، حبيبات الخارصين Zn، حبيبات الألمنيوم Al،سلك نحاس Cu، محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه (1 M)، أنابيب اختبار عدد (4)، حامل أنابيب الاختبار، مخبار مُدَرَّج، ورق صنفرة.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعامل مع الحمض بحذر.

خطواتُ العمل:

1. أُحضر 4 أنابيب اختبار نظيفة وجافة وأرقِّمُها من (4–1) وأضعها على حامل الأنابيب.
2. **أقيس.** أضعُ باستخدام المخبار المُدَرَّج 10 mL من حمض الهيدروكلوريك HCl في كل أنبوب.
3. **ألاحظ.** أُنَظِّفُ شريط المغنيسيوم جيدًا باستخدام ورق الصنفرة، ثم أضعه في أنبوب الاختبار رقم (1) وأرجُّه بلطف. هل حدث تفاعل؟ ما الدليل على حدوثه؟ أُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.
4. **أُجَرِّب.** أُكَرِّرُ الخطوات السابقة باستخدام حبيبات الخارصين وحبيبات الألمنيوم وسلك النحاس. هل حدث تفاعل؟ هل تختلف سرعة التفاعل باختلاف نوع الفلز المستخدم؟ أُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.
5. **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّلُ ملاحظاتي حول تفاعل الفلزّات المستخدمة مع حمض HCl في الجدول الآتي:

جدول البيانات:

الفلزّ	حدوث تفاعل نعم، لا	تصاعد غاز H_2 نعم، لا	سرعة التفاعل أسرع، أقل سرعة، لم يتفاعل
Mg			

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ الفلزات التي تفاعلت مع حمض الهيدروكلوريك HCl.

2- **أُرَتِّبُ** الفلزّات حَسَبَ سرعة تفاعلها مع الحمض.

3- أكتبُ معادلات كيميائيّة موزونة للفلزّات التي تفاعلت مع الحمض.

4- أُحَدِّدُ التغيُّرَ الذي طرأ على شحنة كل فلزّ في التفاعلات السابقة. ما نوع التفاعل؟



التأكسد والاختزال
Oxidation and Reduction

◄ **الفِكْرَةُ الرئيسة:**

تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان؛ إذ تُحَدَّدُ المادَّةُ التي تأكسدت والمادَّةُ التي اختُزلت من خلال التغيُّر في أعداد التأكسد، ويمكن موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

◄ **نتاجاتُ التعلُّم:**

- أُوضّح مفاهيم التأكسد والاختزال، وعدد التأكسد، والعامل المؤكسد، والعامل المختزل.
- أُحدّد عدد التأكسد لذرات العناصر في المواد المختلفة.
- أُوازن معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل.

◄ **المفاهيمُ والمصطلحات:**

الكيمياء الكهربائية	Electrochemistry
التأكسد	Oxidation
الاختزال	Reduction
تفاعل التأكسد والاختزال	Redox Reaction
نصف التفاعل	Half Reaction
عدد التأكسد	Oxidation Number
العامل المؤكسد	Oxidising Agent
العامل المختزل	Reducing Agent
التأكسد والاختزال الذاتي	Autoxidation-Reduction Reaction

مفهوم التأكسد والاختزال Oxidation and Reduction Concept

تهتم **الكيمياء الكهربائية Electrochemistry** كأحد فروع الكيمياء بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها.

وتعدُّ تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات الكيميائية المهمّة التي تحدث في بعض العمليات الحيوية، كالبناء الضَّوئي والتنفس وتحرير الطاقة من الغذاء اللازم لأداء الكائن الحي أنشطته المختلفة. وتحصل وسائل النقل على الطاقة اللازمة لتسييرها بحرق الوقود عن طريق تفاعلات تأكسد واختزال أيضًا، وينتج صدأ الحديد عن تفاعلات تأكسد واختزال تحدث عند تعرّض الحديد للهواء الجوي الرطب. فما المقصود بالتأكسد والاختزال؟ وكيف تُحدَّد المادةُ التي تأكسدت والمادة التي اختزلت في التفاعل؟ وكيف تُوازن معادلاتُ التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل؟ هذا ما سيجري تعرُّفُهُ في هذا الدرس.

استخدم الكيميائيون القدامى مصطلح التأكسد لوصف تفاعل المادة مع الأكسجين، ومصطلح الاختزال لوصف نزع الأكسجين من المادة، كما يوضِّح التفاعل الآتي:

$$2Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4Fe_{(s)}$$

فالكربون تأكسد لأنه ارتبط بالأكسجين، أمّا الاختزالُ فقد حدث عند نزع الأكسجين من أُكسيد الحديد III. انظر الشكل (1)، الذي يبيِّنُ الحديد الناتج عن عملية الاختزال.



◄ الشكلُ (1): الحديد الناتج عن عملية الاختزال.

ومع مرور الوقت، تطوَّرَ مفهوم التأكسد والاختزال ليشمل تفاعلاتٍ أخرى لا تتضمَّن التفاعل مع الأكسجين، فعُرِّف **التأكسد Oxidation** بأنه فَقْدُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي، أمّا **الاختزالُ Reduction** فهو كسبُ المادة للإلكترونات خلال التفاعل الكيميائي. وَتُعَدُّ عمليتا التأكسد والاختزال متلازمتين تحدث إحداهما مع حدوث الأخرى، ويسمّى التفاعلُ الذي تحدث فيه عمليتا التأكسد والاختزال معًا تفاعلَ **تأكسد واختزال Redox Reaction.**

فمثلًا، يتفاعل الكالسيوم مع غاز الكلور حسب المعادلة:

$$Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CaCl_{2(s)}$$

يلاحظ أنَّ كلًّا من الكالسيوم والكلور في المواد المتفاعلة مُتَعادِلا الشحنة، وأنَّ مركَّبَ كلوريد الكالسيوم الناتج $CaCl_2$ مركَّبٌ أيوني تكوَّن من اتحاد أيون الكالسيوم الموجب Ca^{+2} وأيوني الكلوريد السالبين $2Cl^-$، اللّذَيْن تكوَّنا نتيجة تأكسد ذرّة الكالسيوم بفقد إلكترونين واختزال ذرتي الكلور في جزيء الكلور Cl_2 بحيث تكسب كلُّ ذرّة منه إلكترونًا واحدًا. ولتوضيح ذلك، يمكن كتابة معادلة التفاعل السابقة على شكل نصفي تفاعل؛ حيث يوضِّح **نصف التفاعل Half Reaction** فقدَ الإلكترونات خلال عمليّة التأكسد، أو اكتسابها خلال عمليّة الاختزال كما يأتي:

نصف تفاعل/ تأكسد: $Ca_{(s)} \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

نصف تفاعل/ اختزال: $Cl_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

ألاحظ أنَّ عدد الإلكترونات المفقودة خلال عمليّة التأكسد يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة خلال عمليّة الاختزال.

✔ أتحقّق:

1- أُحَدِّدُ الذرّات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختُزلت في التفاعلات الآتية:

$2KI_{(aq)} + Br_{2(l)} \rightarrow 2KBr_{(aq)} + I_{2(aq)}$

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

2- أكتبُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال للتفاعل الآتي:

$2H^+_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$

المثال 1

يتفاعل الحديد مع محلول كبريتات النحاس II حسب المعادلة:

$$Fe_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + FeSO_{4(aq)}$$

أُحَدِّدُ ذرّة العنصر التي تأكسدت والأيون الذي اختُزل في التفاعل، وأكتبُ أنصافَ تفاعلات التأكسد والاختزال.

الحل:

أكتبُ معادلة أيونيّة تمثِّلُ التفاعل.

$$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$$

ألاحظ من المعادلة أنَّ أيون الكبريتات SO_4^{2-} أيونٌ متفرّج لم يطرأ عليه أيُّ تغيُّر خلال التفاعل؛ لذلك يمكن حذفه من طرفي المعادلة فتصبح: $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$

أمّا ذرّات الحديد المتعادلة فإنها تأكسدت بفقد إلكترونين متحولة لأيونات الحديد الموجبة Fe^{2+} حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

وأمّا أيونات النحاس Cu^{2+} فقد اختُزلت بكسب إلكترونين متحوِّلَةً لذرّات النحاس المتعادلة، كما في المعادلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

عدد التأكسد Oxidation Number

لا تقتصر تفاعلات التأكسد والاختزال على تكوين مركَّبات أيونيّة فقط، بل تتضمَّن أيضًا تكوين مركَّبات جزيئيَّة ترتبط ذرّاتُ عناصرها بروابطَ تساهميّة؛ إذ لا تحدث فيها عمليّة فقدٍ وكسبٍ للإلكترونات بشكل كلي.

فمثلًا، يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور لتكوين غاز كلوريد الهيدروجين حسب المعادلة:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

الرابطة بين ذرَّتي الهيدروجين رابطةٌ تساهميَّة غير قطبيَّة، وكذلك الرابطة بين ذرَّتي الكلور، أمّا بالنسبة إلى كلوريد الهيدروجين فإنَّ الرابطة بين ذرَّتي الكلور والهيدروجين رابطةٌ تساهميَّة قطبيَّة، ولأنَّ السالبيَّة الكهربائيَّة للكلور أعلى من الهيدروجين يكون زوجُ الإلكترونات الرابطِة بين الذرَّتين مُزاحًا باتجاه ذرّة الكلور دون أن يحدث له انتقال كُلّي، فتظهر على ذرّة الهيدروجين شحنةٌ جزئيَّة موجبة، ويظهر على ذرّة الكلور شحنةٌ جزئيَّة سالبة، كما يوضِّح الشكل (2).

الشكل (2): الرابطة التساهميَّة القطبيَّة في جزئ H-Cl.

ولأنَّ التعريف السابق للتأكسد والاختزال لم يشمل التفاعلاتِ التي لا يحدث فيها انتقالٌ كُلّي للإلكترونات بين الذرّات، فقد وضع العلماءُ مفهومًا جديدًا يمكن من خلاله تفسيرُ جميع تفاعلات التأكسد والاختزال، وهو عدد التأكسد.

يعرَّفُ **عددُ التأكسد Oxidation Number** بأنه الشحنة الفعليَّة لأيون الذرّة في المركَّبات الأيونيَّة، أمّا في المركَّبات الجزيئيَّة فيعرَّفُ بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرّة المكوِّنة للرابطة التساهميَّة مع ذرّة أخرى فيما لو انتقلت إلكتروناتُ الرابطة كُلّيًا إلى الذرّة التي لها أعلى سالبيَّة كهربائيَّة. ففي جزيء H−Cl، لو افترضنا أنَّ الانتقال الكُلّيَّ لإلكترونات الرابطة إلى ذرّة الكلور يكون عددَ تأكسد الهيدروجين (+1) وعدد تأكسد الكلور (−1).

قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد
Basic Rules to Assign Oxidation Numbers

ولمعرفة أعداد التأكسد لذرّات العناصر المختلفة والتغيُّرات التي تحصل لها في تفاعلات التأكسد والاختزال وُضعت مجموعة من القواعد لحسابها، يتضمَّنُها الجدول (1) الآتي:

الجدول (1): قواعد حساب أعداد التأكسد.

الرَّقْمُ	قواعد أساسية لحساب أعداد التأكسد	مثال	عددُ التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحُرِّ يساوي صفرًا، سواء وُجِدَ على شكل ذرّات أو جُزيئات.	C N_2 S_8	0 0 0
2	عدد تأكسد الأيون أُحادي الذرّة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu^{2+} Br^{-}	+2 −1

3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى IA وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركَّباتها يساوي: 1+ ،2+ ،3+ على الترتيب.	Li في Li_2O Ca في CaO Al في AlF_3	+1 +2 +3
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركَّباته (1+)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزّات مكوِّنًا هيدريد الفلزّ، فيكون حينئذ (1-).	H في HF H في NaH H في BaH_2	+1 −1 −1
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركَّباته (2-)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (1-)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون موجبًا.	O في H_2O O في K_2O_2 O في OF_2	−2 −1 +2
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركَّباته يساوي (1-)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl ،Br ،I في معظم مركَّباتها يساوي (1-)، أما إذا ارتبط أي منها مع الأكسجين أو مع هالوجين سالبيته الكهربائية أعلى فيكون عدد تأكسده موجبا.	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في $HBrO_2$	−1 −1 +1 +3
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات أو أيونات العناصر المكوِّنة للمركَّب المتعادل يساوي صفرًا.		
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات العناصر المكوِّنة لأيون متعدِّد الذرّات يساوي شحنة هذا الأيون.		

المثال 2

أُحَدِّدُ عدد التأكسد لذرّة عنصر الكبريت في المركَّبات أو الأيونات الآتية:

أ) $\underline{S}O_2$ ب) $Na_2\underline{S}O_4$ جـ) $H\underline{S}^-$

الحل

لحساب عدد التأكسد لذرّة العنصر المطلوب، أكتب الصيغة الكيميائيّة للمركَّب أو الأيون، ثمَّ أُحَدِّدُ بناءً على القواعد الواردة في الجدول أعدادَ تأكسد ذرّات العناصر المعلومة، ثمَّ أُطَبِّقُ القاعدة رقم 7، أو القاعدة رقم 8 إذا كانت الصيغة تمثِّل أيونًا.

أ) $\underline{S}\overset{-2}{O}_2$

عدد ذرّات الأكسجين في المركَّب 2، وعدد تأكسد كلِّ ذرّة أكسجين يساوي 2− (حسب القاعدة 5)، وعدد ذرّات الكبريت في المركَّب 1، والمطلوب حساب عدد تأكسد الكبريت فيه، (حسب القاعدة 7). إذن، مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات العناصر الداخلة في تكوين المركَّب يساوي صفرًا؛ أي أنَّ:

(عدد تأكسد الأكسجين × عدد ذرّات الأكسجين) + (عدد تأكسد الكبريت × عدد ذرّات الكبريت) = صفرًا

(oxidation no of O × No of atoms of O) + (oxidation no of S × no of atoms of S) = 0

$(n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) + (n_{oxid\ S} \times n_{S\ atoms}) = 0$

$(-2 \times 2) + (n_{oxid\ S} \times 1) = 0$

$n_{oxid\ S} = +4$

أي أنَّ عدد تأكسد الكبريت = +4

ب) $\overset{+1}{Na_2}\underline{S}\overset{-2}{O_4}$

أُلاحِظُ أنَّ الصيغة تُمَثِّلُ مُرَكَّبًا مُتعادلًا. وعليه، أُطَبِّقُ القاعدة 7:

$(n_{oxid\ Na} \times n_{Na\ atoms}) + (n_{oxid\ S} \times n_{S\ atoms}) + (n_{oxid\ O} \times n_{O\ atom}) = 0$

$(+1 \times 2) + (n_{oxid\ S} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$

$n_{oxid\ S} = +6$

جـ) $\overset{+1}{H}\underline{S}^{-}$

يلاحظ أنَّ المادة هي أيون شحنته 1−. وعليه، أُطَبِّقُ القاعدة 8:

$(n_{oxid\ H} \times n_{H\ atom}) + (n_{oxid\ S} \times n_{S\ atom}) = -1$

$(+1 \times 1) + (n_{oxid\ S} \times 1) = -1$

$n_{oxid\ S} = -2$

يلاحظ أنَّ لعنصر الكبريت في مركَّباته السابقة أعدادَ تأكسد +4، +6، −2 بالترتيب؛ ما يعني أنه قد يكون لذرّات العنصر الواحد أكثر من عدد تأكسد في مركَّباته أو أيوناته المختلفة.

المثال 3

أُحَدِّدُ عدد التأكسد لذرّة العنصر الذي تحته خطٌّ في المركَّبات أو الأيونات الآتية:

أ) $K\underline{Mn}O_4$ ب) $\underline{Cr_2}O_7^{2-}$ جـ) $\underline{N}H_4^{+}$ د) $Ca\underline{O_2}$

الحل:

أ) $\overset{+1}{K}\underline{Mn}\overset{-2}{O_4}$

$(n_{oxid\ K} \times n_{K\ atoms}) + (n_{oxid\ Mn} \times n_{Mn\ atoms}) + (n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) = 0$

$(+1 \times 1) + (n_{oxid\ Mn} \times 1) + (-2 \times 4) = 0$

$n_{oxid\ Mn} = +7$

ب) $\underline{Cr_2}\overset{-2}{O_7}^{2-}$

$(n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) + (n_{oxid\ Cr} \times n_{Cr\ atoms}) = -2$

$(-2 \times 7) + (n_{oxid\ Cr} \times 2) = -2$

$n_{oxid\ Cr} = +6$

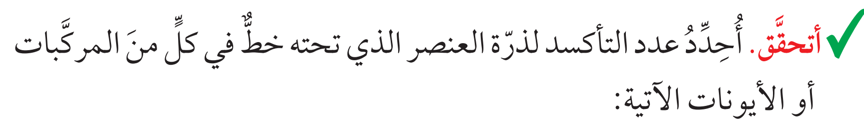
جـ) $\overset{+1}{\underline{N}}H_4^+$

$$(n_{oxid\ H} \times n_{H\ atoms}) + (n_{oxid\ N} \times n_{N\ atoms}) = +1$$
$$(+1 \times 4) + (n_{oxid\ N} \times 1) = +1$$
$$n_{oxid\ N} = -3$$

د) $Ca\overset{+2}{\underline{O}}_2$

$$(n_{oxid\ Ca} \times n_{Ca\ atoms}) + (n_{oxid\ O} \times n_{O\ atoms}) = 0$$
$$(+2 \times 1) + (n_{oxid\ O} \times 2) = 0$$
$$n_{oxid\ O} = -1$$

✔ **أتحقَّق.** أُحدِّدُ عدد التأكسد لذرّة العنصر الذي تحته خطٌّ في كلٍّ منَ المركَّبات أو الأيونات الآتية:


$\underline{P}_4$ ، $\underline{Cr}(OH)_3$ ، $\underline{P}O_4^{3-}$ ، $Al\underline{H}_3$ ، $\underline{Fe}Cl_3$ ، $H\underline{Cl}O_4$ ، $H_3\underline{I}O_6^{2-}$

التغيُّر في أعداد التأكسد Changes of Oxidation Numbers

يُستفاد من حساب أعداد التأكسد في معرفة ذرّات أو أيونات العناصر التي تأكسدت أو اختُزلت في تفاعلات التأكسد والاختزال.

فمثلًا، يتفاعل النحاس مع محلول نترات الفضّة مكوِّنًا محلولَ نترات النحاس، وتترسَّبُ الفضّة وفقَ المعادلة الأيونيَّة الآتية:

$$2Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

لمعرفة الذرّات أو الأيونات التي تأكسدت أو اختُزلت سيجري حسابُ أعداد التأكسد وملاحظة التغيُّر فيها.

$$\overset{+1}{2Ag^+_{(aq)}} + \overset{0}{Cu_{(s)}} \rightarrow \overset{+2}{Cu^{2+}_{(aq)}} + \overset{0}{2Ag_{(s)}}$$

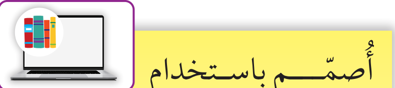
ألاحظ نقصانُ عدد التأكسد لأيون الفضة Ag^+ من $(+1 \rightarrow 0)$، وزيادة عدد تأكسد ذرة النحاس Cu من $(0 \rightarrow +2)$.

في تفاعلات التأكسد والاختزال يدلُّ النقص في عدد التأكسد على حدوث عمليَّة اختزال، وتدلُّ الزيادة في عدد التأكسد على حدوث عمليَّة تأكسد؛ أي أنَّ أيونات الفضّة Ag^+ في التفاعل قد اختُزلت، أمّا ذرّات النحاس Cu فقد تأكسدت، ويمكن توضيح ذلك باستخدام أنصاف تفاعلات التأكسد والاختزال كالآتي:

نصف تفاعل التأكسد/ زيادة في عدد التأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال/ نقصان في عدد التأكسد: $2Ag^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Ag_{(s)}$

أي أنَّ تغيُّرًا في أعداد التأكسد يحدث في تفاعلات التأكسد والاختزال؛ فزيادة أعداد التأكسد تحدثُ لذرّات أو أيونات العناصر التي تتأكسد، أمّا نقصانُ أعداد التأكسد فيحدثُ لذرّات أو أيونات العناصر التي تختزل، والمثال (4) يوضِّح ذلك.



أُصمِّم باستخدام برنامج السكراتش (Scratch) عرضًا يُوَضِّحُ مفهوم تفاعل التأكسُد والاختزال وعلاقته بالتَغيُّر في أعداد التأكسد وأمثِلة عليه، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي/ معلمتي وزملائي/ وزميلاتي.



أُحَدِّدُ الذرّات التي تأكسدت والذرّات التي اختُزلت في التفاعل الآتي:

$$SO_{2(g)} + Br_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2HBr_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)}$$

الحل:

1- أُحَدِّدُ أعداد التأكسد لجميع الذرّات في المواد المتفاعلة والناتجة:

$$\overset{+4\ -2}{SO_2} + \overset{0}{Br_2} + \overset{+1\ -2}{2H_2O} \rightarrow \overset{+1\ -1}{2HBr} + \overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$$

2- أُحَدِّدُ التغيُّر في أعداد التأكسد:

نقصان عدد تأكسد Br من 0 إلى 1− / اختزال

$$\overset{+4}{SO_2} + \overset{0}{Br_2} + 2H_2O \rightarrow 2H\overset{-1}{Br} + H_2\overset{+6}{S}O_4$$

زيادة عدد تأكسد S من 4+ إلى 6+ / تأكسد

أُلاحظ تغيُّر عدد تأكسد ذرّة الكبريت S من (4+ ← 6+)؛ أي أنه زاد بمقدار 2، ومن ثَمَّ فإنَّ الكبريت تأكسد، وكذلك تغيُّر عدد تأكسد ذرة البروم Br من (صفر ←1−)؛ أي أنه قلَّ بمقدار 1 لكلِّ ذرّة بروم، ومن ثَمَّ فإنَّ البروم اختُزِل، كما أُلاحظ عدم تغيُّرِ أعداد تأكسد كلٍّ من ذرات الهيدروجين والأكسجين في التفاعل، ومن ثَمَّ فإنَّ الذرّة التي تأكسدت هي الكبريت في SO_2، والتي اختُزلت هي ذَرَّتا البروم في Br_2.

✓ **أتحقّق.** أُحَدِّدُ الذرات التي تأكسدت والذرّات التي اختُزلت اعتمادًا على التغيُّر في أعداد التأكسد في التفاعلات الآتية:

1- $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

2- $SiCl_{4(l)} + 2Mg_{(s)} \rightarrow 2MgCl_{2(s)} + Si_{(s)}$

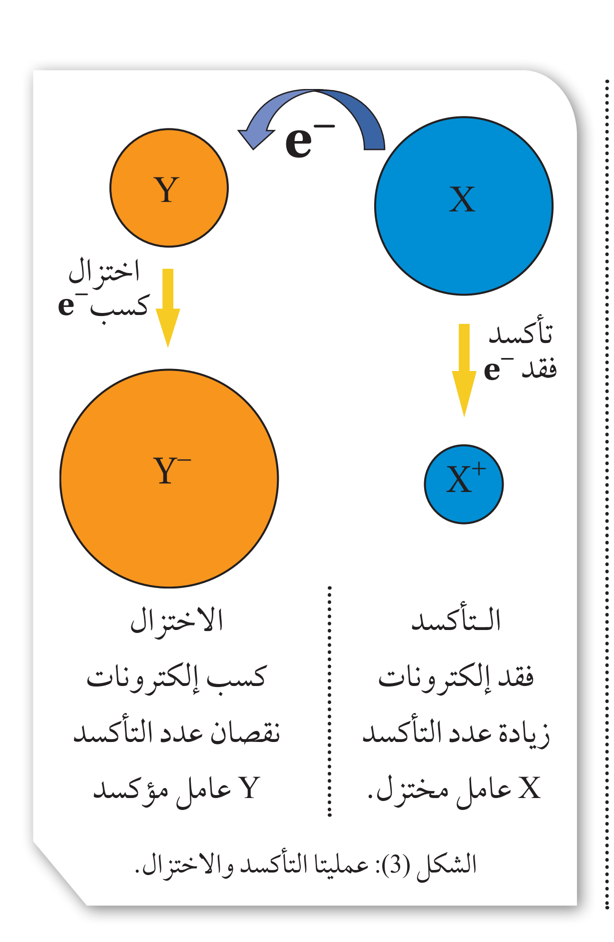
العوامل المؤكسدة والعوامل المُختزلة

Oxidizing Agents and Reducing Agents

يعرَّفُ **العاملُ المؤكسد** **Oxidizing Agent** بأنه المادةُ التي تُؤكسد مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي، فيكتسب إلكترونات من المادة التي يُؤكسدها وتحدث له عمليَّة اختزال. ومنَ الأمثلة على العوامل المؤكسدة O_2 ، $KMnO_4$ ، $K_2Cr_2O_7$ ، F_2.

ويعرَّفُ **العاملُ المختزل** **Reducing Agent** بأنه المادةُ التي تَختزل مادةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقد إلكترونات تكسبها المادةُ التي يَختزلُها وتحدث له عمليَّة تأكسد. ومنَ الأمثلة على العوامل المختزلة $LiAlH_4$ ، $NaBH_4$ ، CO.

ومن ثَمَّ فكلُّ تفاعل تأكسد يحتاج إلى عامل مؤكسد ليحدث، وكل تفاعل اختزال يحتاج إلى عامل مختزل ليحدث. ويوضِّح الشكلُ (3) عمليَّتي التأكسد والاختزال، والأمثلة الآتية توضِّح كيفيَّة تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل.



الشكل (3): عمليتا التأكسد والاختزال.

المثال 5

يُعَدُّ تفاعلُ الثيرمايت أحدَ تفاعلات التأكسد والاختزال المهمّة؛ حيث يتفاعل الألمنيوم مع أكسيد الحديد III لتكوين أكسيد الألمنيوم والحديد وكمية كبيرة من الطاقة كافية لصهر الحديد الناتج، حسب المعادلة:

$$2Al_{(s)} + Fe_2O_{3(s)} \rightarrow 2Fe_{(l)} + Al_2O_{3(s)} + heat$$

أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل.

الحل:

1- لتحديد العامل المؤكسد والعامل المُختزل أبدأ بتحديد أعداد التأكسد لجميع الذرّات أو الأيونات في التفاعل:

$$\overset{0}{2Al_{(s)}} + \overset{+3\ -2}{Fe_2O_{3(s)}} \rightarrow \overset{0}{2Fe_{(l)}} + \overset{+3\ -2}{Al_2O_{3(s)}}$$

2- أُحَدِّدُ التغيُّر في أعداد التأكسد:

زيادة في عدد تأكسد Al من 0 إلى +3 / تأكسد

$$\overset{0}{2Al_{(s)}} + \overset{+3}{Fe_2O_{3(s)}} \rightarrow \overset{0}{2Fe_{(l)}} + \overset{+3}{Al_2O_{3(s)}}$$

نقصان عدد تأكسد Fe من +3 إلى 0 / اختزال

ألاحظ أنَّ عدد تأكسد ذرات الألمنيوم Al زاد (0 ← +3)؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عددُ تأكسد أيونات الحديد Fe^{3+}

في أكسيد الحديد Fe_2O_3 فقد قلَّ (3+⟵0)؛ أي أنها اختُزِلت، بينما لم يتغيَّر عدد تأكسد الأكسجين (2−).

3- أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل:

لأنَّ ذرات الألمنيوم Al تأكسدت واختزَلت أيونات الحديد (Fe^{3+}) في Fe_2O_3 فهو عامل مختزل، أمّا أيوناتُ الحديد (Fe^{3+}) فأكسدت ذرّات الألمنيوم وحدثت لها عمليَّة اختزال؛ لذلك يُعَدُّ أكسيدُ الحديد III(Fe_2O_3) عاملًا مؤكسدًا. يلاحظ أنه رغم أنَّ أيونات الحديد (Fe^{3+}) فقط هي التي اختُزِلت في التفاعل فإنَّ كامل المركَّب Fe_2O_3 يُعَدُّ عاملًا مؤكسدًا، وهو ما ينطبق على جميع تفاعلات التأكسد والاختزال؛ حيث يُعَدُّ المركَّبُ الذي تتأكسد إحدى ذرّاته عاملًا مُختزِلًا، والمركَّبُ الذي تُختزل إحدى ذرّاته عاملًا مؤكسدًا.

المثال 6

أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في التفاعل الآتي:

$$PbO_{(s)} + CO_{(g)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{2(g)}$$

الحل:

أُحَدِّدُ أعداد التأكسد لجميع الذرّات في التفاعل:

$$\overset{+2\ -2}{PbO_{(s)}} + \overset{+2\ -2}{CO_{(g)}} \rightarrow \overset{0}{Pb_{(s)}} + \overset{+4\ -2}{CO_{2(g)}}$$

أُحَدِّدُ التغيُّر في أعداد التأكسد:

زيادة في عدد تأكسد C من 2+ إلى 4+/ تأكسد

$$\overset{+2}{PbO_{(s)}} + \overset{+2}{CO_{(g)}} \rightarrow \overset{0}{Pb_{(s)}} + \overset{+4}{CO_{2(g)}}$$

نقصان عدد تأكسد Pb من 2+ إلى 0/ اختزال

ألاحظ نقصانُ عدد تأكسد أيون الرصاص من (2+ في PbO ⟵ صفر في Pb)؛ أي أنه اختُزل، وزيادةُ عدد تأكسد ذرة الكربون من (2+ في CO ⟵ 4+ في CO_2)؛ أي أنها تأكسدت، أمّا عددُ تأكسد الأكسجين فلم يتغيَّر، ومن ثَمَّ فإنَّ CO عاملٌ مُختزل لأنه اختزل الرصاص في PbO، و PbO عاملٌ مؤكسد لأنه أكسد الكربون في CO.

أتحقَّق:

1- هل يحتاج حدوث التحوُّلات الآتية إلى عامل مؤكسد أم عامل مُختزل؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

أ) $I_2 \rightarrow 2I^-$ ب) $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$ جـ) $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$

2- أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في التفاعل الآتي:

$$H_{2(g)} + CuO_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + H_2O_{(l)}$$

الربطُ مع الحياة

تتعرَّضُ القطعُ الفضيّة للسواد مـعَ الزمن بسبب تكوُّنِ مادَّة كبريتيد الفضّة Ag_2S على سطحها الخارجي. ويمكنُ إزالةُ هذه الطبقة بوَضع هذه القِطع الفضيّة بورق من الألمنيوم في وعاء يحتوي على محلول كربونات الصوديوم وملح الطعام وتسخينه، فتتأكسد ذرات الألمنيوم وتَختَزِل أيونات الفضة حسب المعادلة:

$$3Ag_2S + 2Al \rightarrow 3Ag + 3S^{2-} + 2Al^{3+}$$

فتستعيد القطع الفضية لمعانها وبريقها.



التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation-Reduction Reaction

تتضمَّنُ تفاعلات التأكسد والاختزال وجودَ عامل مؤكسد وعامل مُختزل، ولكن وُجد في بعض التفاعلات أنَّ المادة نفسَها تسلك كعامل مؤكسد وكعامل مُختزل في التفاعل نفسه، ويسمّى **تفاعل تأكسد واختزال ذاتي** **Autoxidation–Reduction Reaction.**

فمثلًا، يتحلَّلُ فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 حسب المعادلة:

$$2H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

أُحَدِّدُ أعدادَ التأكسد لجميع الذرّات في التفاعل كالآتي:

$$2\overset{+1\ -1}{H_2O_{2(aq)}} \rightarrow 2\overset{+1\ -2}{H_2O_{(l)}} + \overset{0}{O_{2(g)}}$$

ألاحظ عدم تغيُّر عدد تأكسد الهيدروجين، أمّا الأكسجين فقد اختُزل وقلَّ عدد تأكسده من (1- في H_2O_2 إلى 2- في H_2O)، ومن ثَمَّ يكون H_2O_2 عاملًا مؤكسدًا، كما تأكسد الأكسجين وزاد عدد تأكسده من (1- في H_2O_2 إلى 0 في O_2)، ومن ثَمَّ يكون H_2O_2 عاملًا مُختزلًا؛ ولأن التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر وهو الأكسجين في H_2O_2. فالتفاعلُ يمثِّلُ تأكسدًا واختزالًا ذاتيًّا.

المثال 7

يتفاعل الكلور مع محلول هيدروكسيد الصوديوم البارد حسب المعادلة الكيميائيّة الآتية:

$$2NaOH_{(aq)} + Cl_{2(g)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + NaClO_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

أُبيِّنُ لماذا يُعَدُّ التفاعل أعلاه مثالًا على تفاعلات التأكسد والاختزال الذاتي.

الحل: أحسب أعداد التأكسد لجميع الذرّات والأيونات في التفاعل كالآتي:

$$2\overset{+1}{Na^+_{(aq)}} + 2\overset{-2\ +1}{OH^-_{(aq)}} + \overset{0}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \overset{+1}{Na^+_{(aq)}} + \overset{-1}{Cl^-_{(aq)}} + \overset{+1}{Na^+_{(aq)}} + \overset{+1\ -2}{ClO^-_{(aq)}} + \overset{+1\ -2}{H_2O_{(l)}}$$

ألاحظ أنَّ أيون الصوديوم Na^+ أيونٌ متفرِّج لم يطرأ عليه تغيير؛ لذلك يُحذَفُ من المعادلة.

أُحَدِّدُ التغيُّر في أعداد التأكسد:

قلَّ عدد تأكسد الكلور من (صفر ← 1−) / اختزال

$$2OH^-_{(aq)} + \overset{0}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \overset{-1}{Cl^-_{(aq)}} + \overset{+1}{ClO^-_{(aq)}} + H_2O_{(l)}$$

زاد عدد تأكسد الكلور من (صفر ← 1+) / تأكسد

ألاحظ أنَّ أعداد التأكسد لجميع العناصر في المعادلة لم تتغيَّر باستثناء عدد التأكسد للكلور؛ إذ حدث تأكسد لذرّة كلور وزاد عدد تأكسدها من (صفر في Cl_2 ← 1+ في ClO^-)، وبذلك فإن Cl_2 سلك كعامل مُختزل، وكذلك حدث اختزالٌ لذرّة الكلور الثانية وقلَّ عدد تأكسدها من (صفر في Cl_2 ← 1− في Cl^-)، وبذلك فإنَّ Cl_2 سلك كعامل مؤكسد؛ أي أنَّ التأكسد والاختزال حدثا لنفس العنصر في التفاعل. وعليه، فإنَّ التفاعل يمثِّلُ تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال Balancing Redox Equations

تحقق معادلة التأكسد والاختزال الموزونة قانون حفظ الكتلة؛ ممّا يعني أنَّ أنواع وأعداد ذرّات العناصر المكوِّنة للمواد المتفاعلة مماثلةٌ لها في المواد الناتجة. وكذلك تحقق قانون حفظ الشحنة؛ أي أنَّ مجموع شحنات المواد المتفاعلة مساوٍ لمجموعها في المواد الناتجة، ويتحقق ذلك عندما يكون عددُ الإلكترونات المكتسبة في أثناء تفاعل الاختزال مساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة خلال تفاعل التأكسد.

فمثلًا، في معادلة التفاعل الآتية:

$$Mg_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

يلاحظ أنَّ عدد ذرّات المغنيسيوم والهيدروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، وكذلك مجموع شحنات المواد المتفاعلة يساوي مجموعَها للمواد الناتجة، ويساوي (+2). وعليه، يكون عدد الإلكترونات التي فقدتها ذرّة المغنيسيوم يساوي عدد الإلكترونات التي أكتسبها أيونا الهيدروجين، وتساوي (2). ولمّا كانت موازنة جميع معادلات التأكسد والاختزال بطريقة المحاولة والخطأ غير ممكنة، فقد طوَّرَ العلماء طرائقَ أخرى لموازنتها، منها طريقة نصف التفاعل.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل

Balancing Redox Equations Using Half-Reactions

تعتمد طريقة نصف التفاعل Half–Reaction method لموازنة معادلة التأكسد والاختزال على تجزئة المعادلة إلى نصفي تفاعل؛ نصف تفاعل تأكسد ونصف تفاعل اختزال، ثمَّ موازنة كل نصف تفاعل منفردًا من حيث أعدادُ الذرّات والشحنات، ثمَّ مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة لنصفي التفاعل، يليها جمع نصفي التفاعل للحصول على المعادلة الموزونة، والمثال الآتي يوضِّح ذلك:

✓ أتحقق. أُحَدِّدُ المعادلات التي تمثِّلُ تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي:

أ) $2ClO_3^{-}{}_{(aq)} \rightarrow ClO_4^{-}{}_{(aq)} + ClO_2^{-}{}_{(aq)}$

ب) $H_2SO_{4(aq)} + 2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow SO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)}$

جـ) $2CuCl_{(aq)} \rightarrow CuCl_{2(aq)} + Cu_{(s)}$

المثال 8

أوازن معادلة التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل:

$$Sn^{2+}_{(aq)} + Fe^{3+}_{(aq)} \rightarrow Sn^{4+}_{(aq)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

خطوات الحل:

أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل:

نصف تفاعل تأكسد (زاد عدد تأكسد Sn من +2 ← +4) $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$

نصف تفاعل اختزال (قلَّ عدد تأكسد Fe من +3 ← +2) $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$

أوازن الذرّات في كل نصف تفاعل:

$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}$

$Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$

ألاحظ أنَّ عدد الذرّات متساوٍ في طرفي المعادلة لكل نصف تفاعل.

أوازن الشحنات:

ألاحظ في نصف تفاعل التأكسد أنه حتى يصبح مجموع الشحنات متساويًا على طرفي المعادلة يجب إضافة $2e^-$ إلى طرف المواد الناتجة: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$

أمّا في نصف تفاعل الاختزال فلا بدَّ من إضافة إلكترون واحد إلى طرف المواد المتفاعلة حتى يصبح مجموع الشحنات على طرفي المعادلة متساويًا: $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$

أُساوي عدد الإلكترونات المكتسبة والمفقودة:

ألاحظ أنَّ عدد الإلكترونات المفقودة في نصف تفاعل التأكسد يساوي (2)، وأنَّ عدد الإلكترونات المكتسبة في نصف تفاعل الاختزال يساوي (1). ولمساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة يُضرَبُ نصفُ تفاعل الاختزال × 2

$$2 \times (Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+})$$

$$2Fe^{3+} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}$$

أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$$2Fe^{3+} + \cancel{2e^-} \rightarrow 2Fe^{2+}$$

$$Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}_{(aq)} + \cancel{2e^-}$$

$$2Fe^{3+} + Sn^{2+} \rightarrow 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$$

ويمكن التحقق من صحّة الموازنة بمقارنة أعداد الذرّات على طرفي المعادلة والتأكُّد من تساويها، والتأكُّد من أنَّ المجموع الجبري للشحنات على طرفي المعادلة متساوٍ، معَ الإنتباه إلى عدم ظهور الإلكترونات في المعادلة النهائيَّة.

تحدث معظم تفاعلات التأكسد والاختزال في المحاليل المائيَّة في أوساط حمضيَّة أو قاعديَّة؛ لذلك فإنَّ خطوات موازنة معادلاتها تحتاج إلى خطوات إضافيَّة بحسب طبيعة الوسط، وهذا ما سيجري توضيحُهُ في الأمثلة اللاحقة.

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط حمضي

عند حدوث تفاعل التأكسد والاختزال في وسط حمضي فإنَّ الماء وأيونات الهيدروجين يكونان جزءًا من التفاعل؛ لذلك يُستخدمان في موازنة معادلات تفاعلات التأكسد والاختزال، ولمعرفة كيفية إجراء ذلك، أدرس المثال الآتي:

المثال 9

أوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي

$$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + HNO_{2(aq)} \rightarrow Cr^{3+}{}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

خطوات الحل:

1- أقسم معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة

$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$

2- أختار أحدَ نصفي التفاعل وأوازنه باتباع الخطوات الآتية:

$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

أ. أُوازنُ الذرّات، ما عدا الأكسجين O والهيدروجين H، بالضرب بمعامل مناسب بحيث تصبح أعداد الذرّات متساوية على طرفي المعادلة.

ضُرِبَ ($2 \times Cr^{3+}$)، فأصبح نصف التفاعل: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء H_2O إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرّات الأكسجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يُضافُ $7H_2O$ إلى الطرف الأيمن من المعادلة فيصبح عدد ذرات الأكسجين (7) على طرفيها:

$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة عدد من أيونات الهيدروجين H^+ إلى طرف المعادلة الذي يحتوي على عدد أقل من ذرّات الهيدروجين بمقدار النقص فيها.

هنا، يُضافُ $14H^+$ إلى الطرف الأيسر من المعادلة فيصبح عدد ذرّات الهيدروجين (14) على طرفيها:

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

د. أُوازن الشحنات بإضافة عدد من الإلكترونات (e^-) إلى طرف المعادلة الذي يكون المجموع الجبري للشحنات فيه أكبر، بحيث يصبح المجموع الجبري لها متساويًا على طرفيها.

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$(-2 + +14) \qquad (2 \times +3 + 0)$

$+12 \qquad +6$

ألاحظ أنَّ المجموع الجبري للشحنات على الطرف الأيسر للمعادلة يساوي (+12)، أمّا على طرفها الأيمن فيساوي (+6)؛ لذلك يُضافُ $6e^-$ إلى الطرف الأيسر، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها مساويًا (+6):

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$(+12 - 6) = +6 \qquad +6$

ألاحظ أنَّ الإلكترونات أُضيفت إلى جهة المواد المتفاعلة؛ أي أنها مكتسبة؛ لذا فإنَّ المعادلة تمثِّل نصف تفاعل الاختزال:

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

3- لموازنة نصف التفاعل الآخر، أُطَبِّقُ الخطواتِ نفسَها في الخطوة (2):

$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$

أ. أُوازن الذرّات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرّات النيتروجين متساوٍ على طرفي المعادلة:

$$HNO_2 \rightarrow NO_3^-$$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة جزيء ماء H_2O إلى الطرف الأيسر من المعادلة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^-$$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة ثلاثة أيونات هيدروجين $3H^+$ إلى الطرف الأيمن من المعادلة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+$$

د. أُوازن الشحنات بإضافة إلكترونين ($2e^-$) إلى الطرف الأيمن، ليصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساويًا:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+$$

صفر   صفر $-1 + 3 = +2$

صفر $+2$

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-$$

صفر   صفر

ألاحظ أن الإلكترونات أضيفت إلى جهة المواد الناتجة؛ أي أنها مفقودة؛ لذا فإن المعادلة تمثل نصف تفاعل تأكسد.

وبذلك أصبح نصفا التفاعل متوازنين كل على حِدَة:

$$HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

4- يجب أن يتساوى عدد الإلكترونات المفقودة وعدد الإلكترونات المكتسبة خلال التفاعل الكلي؛ لذلك يلزم أحيانًا ضربُ إحدى المعادلتين أو كليهما بمعاملات مناسبة بحيث يصبح عدد الإلكترونات المفقودة مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة في التفاعل.

لذلك، سَيُضرب نصفُ تفاعل التأكسد بالرَّقْمِ (3) ليصبح عدد الإلكترونات المفقودة ($6e^-$) مساويًا لعدد الإلكترونات المكتسبة:

$$3 \times (HNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- + 3H^+ + 2e^-)$$

نصف تفاعل التأكسد: $3HNO_2 + 3H_2O \rightarrow 3NO_3^- + 9H^+ + 6e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

5- أجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحصول على معادلة التفاعل الكُلّيِّ الموزونة، وذلك بحذف الإلكترونات من طرفي المعادلة، وأكتب المعادلة بأبسط صورة:

نصف تفاعل التأكسد: $3HNO_2 + \cancel{3H_2O} \rightarrow 3NO_3^- + \cancel{9H^+} + \cancel{6e^-}$

$5H^+$ $4H_2O$

نصف تفاعل الاختزال: $Cr_2O_7^{2-} + \cancel{14H^+} + \cancel{6e^-} \rightarrow 2Cr^{3+} + \cancel{7H_2O}$

المعادلة الكليَّة: $3HNO_2 + Cr_2O_7^{2-} + 5H^+ \rightarrow 3NO_3^- + 2Cr^{3+} + 4H_2O$

✓ **أتحقَّق.** أُوازنُ المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط الحمضي، وَأُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في كلٍّ منها:

1- $BrO_3^-{}_{(aq)} + C_2O_4^{2}{}_{(aq)} \rightarrow Br^-{}_{(aq)} + CO_{2(g)}$

2- $As_{(s)} + ClO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow H_3AsO_{3(aq)} + HClO_{(aq)}$

موازنة معادلات التأكسد والاختزال بطريقة نصف التفاعل في وسط قاعدي

توازَنُ معادلات التأكسد والاختزال في وسط قاعدي بالخطوات نفسِها المتَّبعة لموازنتها في الوسط الحمضي، ثمَّ يُضاف عددٌ من أيونات الهيدروكسيد OH^- مساوٍ لعدد أيونات الهيدروجين H^+ في المعادلة الموزونة في الوسط الحمضي إلى طرفي المعادلة؛ حيث تتعادل أيوناتُ الهيدروجين H^+ مع أيونات الهيدروكسيد OH^- مكوِّنةً عددًا من جزيئات الماء H_2O، ثمَّ تُختَصَرُ جزيئاتُ الماء في طرفي المعادلة أو تُجمع إذا كانت في الطرف نفسه بحيث تُظهر في أحد أطراف التفاعلَ الكُلِّيَّ الموزون؛ وبذلك نحصل على معادلة موزونة في الوسط القاعدي.

المثال 10

أُوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي

$$MnO_4{}^-{}_{(aq)} + ClO_2{}^-{}_{(aq)} \rightarrow MnO_{2(s)} + ClO_4{}^-{}_{(aq)}$$

خطوات الحل:

تُطَبَّقُ خطواتُ موازنة المعادلة في الوسط الحمضي نفسُها أولًا:

1- أقسمُ معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة:

$MnO_4{}^- \rightarrow MnO_2$

$ClO_2{}^- \rightarrow ClO_4{}^-$

2- أختارُ أحد نصفي التفاعل، وأُوازنه باتباع الخطوات الآتية:

$MnO_4{}^- \rightarrow MnO_2$

أ. موازنة الذرّات عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرات المنغنيز Mn متساوٍ على طرفي المعادلة:

$MnO_4{}^- \rightarrow MnO_2$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة جزيئي ماء $2H_2O$ إلى طرف المعادلة الأيمن:

$MnO_4{}^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة أربعة أيونات هيدروجين $4H^+$ إلى طرف المعادلة الأيسر، فيصبح عدد ذرّات H متساويًا على طرفيها:

$MnO_4{}^- + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

د. أُوازن الشحنات بإضافة ثلاثة الإلكترونات $(3e^-)$ إلى طرف المعادلة الأيسر، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساويًا:

نصف تفاعل اختزال: $MnO_4{}^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

أُطَبِّقُ الخطوات االواردة في الخطوة (2) نفسِها لموازنة نصف التفاعل الآخر: $ClO_2{}^- \rightarrow ClO_4{}^-$

أ. أُوازن الذرّات، عدا الأكسجين والهيدروجين: يلاحظ أنَّ عدد ذرّات الكلور Cl متساوٍ على طرفي المعادلة:

$ClO_2{}^- \rightarrow ClO_4{}^-$

ب. أُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة جزيئي ماء $2H_2O$ إلى طرف المعادلة الأيسر:

$ClO_2^- + 2H_2O \rightarrow ClO_4^-$

جـ. أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة أربعة أيونات هيدروجين $4H^+$ إلى طرف المعادلة الأيمن:

$ClO_2^- + 2H_2O \rightarrow ClO_4^- + 4H^+$

د. أُوازن الشحنات بإضافة أربعة إلكترونات ($4e^-$) إلى طرف المعادلة الأيمن، فيصبح المجموع الجبري للشحنات على طرفيها متساويًا:

نصف تفاعل تأكسد: $ClO_2^- + 2H_2O \rightarrow ClO_4^- + 4H^+ + 4e^-$

3- أُساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، بضرب نصف تفاعل التأكسد × 3، ونصف تفاعل الاختزال × 4.

نصف تفاعل تأكسد: $(ClO_2^- + 2H_2O \rightarrow ClO_4^- + 4H^+ + 4e^-) \times 3$

نصف تفاعل اختزال: $(MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O) \times 4$

4- للحصول على معادلة التفاعل الكُلِّيِّ الموزونة في وسط حمضي، أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$$3ClO_2^- + 6H_2O \rightarrow 3ClO_4^- + 12H^+ + 12e^-$$

$4H^+$ $2H_2O$

$$4MnO_4^- + 16H^+ + 12e^- \rightarrow 4MnO_2 + 8H_2O$$

$$3ClO_2^- + 4MnO_4^- + 4H^+ \rightarrow 3ClO_4^- + 4MnO_2 + 2H_2O$$

5- أُضيف إلى طرفي المعادلة عددًا من أيونات OH^- مساويًا لعدد أيونات H^+:

$3ClO_2^- + 4MnO_4^- + 4H^+ + 4OH^- \rightarrow 3ClO_4^- + 4MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$

6- أجمعُ أيونات H^+ وأيونات OH^- الموجودة في الطرف نفسِه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.

$3ClO_2^- + 4MnO_4^- + \underbrace{4H^+ + 4OH^-}_{4H_2O} \rightarrow 3ClO_4^- + 4MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$

7- أختصِرُ جزيئات الماء بحيث تظهرُ في أحد طرفي معادلة التفاعل الكُلِّيِّ الموزونة في وسط قاعدي.

$3ClO_2^- + 4MnO_4^- + 4H_2O \rightarrow 3ClO_4^- + 4MnO_2 + 2H_2O + 4OH^-$

$2H_2O$

المعادلة الكليَّة: $3ClO_2^- + 4MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow 3ClO_4^- + 4MnO_2 + 4OH^-$



أُوازن المعادلة الآتية بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $Br_{2(l)} \rightarrow Br^-_{(aq)} + BrO_3^-{}_{(aq)}$

خطوات الحل:

1- أقسمُ معادلة التفاعل إلى نصفي تفاعل، وذلك بمقارنة المواد المتفاعلة والناتجة.

يلاحظ وجود مادة متفاعلة واحدة فقط في المعادلة، هي Br_2؛ لذلك أستخدمُها في كلٍّ من نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال.

$Br_2 \rightarrow Br^-$

$Br_2 \rightarrow BrO_3^-$

2- أختارُ أحد نصفي التفاعل، وأُوازنه باتباع الخطوات الآتية:

$Br_2 \rightarrow Br^-$

أ. أُوازن ذرّات البروم بضرب أيون البروميد $Br^- \times 2$، فيصبح نصف التفاعل موزونًا من حيث الذرّات.

$Br_2 \rightarrow 2Br^-$

ب. أُوازن الشحنات بإضافة إلكترونين ($2e^-$) إلى طرف المعادلة الأيسر:

نصف تفاعل اختزال: $Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$

أُطَبِّقُ الخطواتِ نفسِها التي اتَّبعتُها لموازنة الذرّات والشحنات في موازنة نصف التفاعل الآخر:

$Br_2 \rightarrow BrO_3^-$

أ. موازنة الذرّات، عدا الأكسجين والهيدروجين: $Br_2 \rightarrow 2BrO_3^-$

ب. موازنة ذرّات الأكسجين والهيدروجين: $Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+$

جـ. موازنة الشحنات: $Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^-$

3- أُساوي عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة بضرب (نصف تفاعل الاختزال ×5)، فيصبح عدد الإلكترونات المكتسبة مساويًا لعدد الإلكترونات المفقودة، وتساوي ($10e^-$).

$5 \times (Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-)$

نصف تفاعل الاختزال: $5Br_2 + 10\,e^- \rightarrow 10Br^-$

نصف تفاعل التأكسد: $Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^-$

4- للحصول على المعادلة الموزونة في وسط حمضي، أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$5Br_2 + \cancel{10e^-} \rightarrow 10Br^-$

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+ + \cancel{10e^-}$

$6Br_2 + 6H_2O \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + 12H^+$

5- أُضيفُ $12OH^-$ إلى طرفي المعادلة:

$6Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + 12H^+ + 12OH^-$

6- أجمعُ أيونات H^+ وأيونات OH^- في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.

$$6Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + \underbrace{12H^+ + 12OH^-}_{12H_2O}$$

7- أختصِرُ جزيئات الماء بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة التفاعل الكُلِّيِّ الموزونة في وسط قاعدي.

$6Br_2 + 6H_2O + 12OH^- \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + 12H_2O$

$6H_2O$

المعادلة الكليَّة: $6Br_2 + 12OH^- \rightarrow 10Br^- + 2BrO_3^- + 6H_2O$

ألاحظ أنَّ المعادلة ليست في أبسط صورة؛ لذلك أقسمُها على 2 وأكتبُها بأبسط صورة.

$3Br_2 + 6OH^- \rightarrow 5Br^- + BrO_3^- + 3H_2O$

المثال 12

أُوازن نصف التفاعل الآتي بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي: $NO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow NH_{3(aq)}$

خطوات الحل:

1- أُوازن الذرّات: $NO_3^- \rightarrow NH_3$

ألاحظ أنَّ عدد ذرّات النيتروجين متساوٍ على طرفي المعادلة، فأُوازن ذرّات الأكسجين بإضافة $3H_2O$ إلى طرف المعادلة الأيمن، ثمَّ أُوازن ذرّات الهيدروجين بإضافة $9H^+$ إلى طرف المعادلة الأيسر: $NO_3^- + 9H^+ \rightarrow NH_3 + 3H_2O$

2- أُوازن الشحنات بإضافة $8e^-$ إلى طرف المعادلة الأيسر: $NO_3^- + 9H^+ + 8e^- \rightarrow NH_3 + 3H_2O$

3- أصبح نصف التفاعل موزونًا في وسط حمضي، فأضيف $9OH^-$ إلى طرفي المعادلة:

$NO_3^- + 9H^+ + 9OH^- + 8e^- \rightarrow NH_3 + 3H_2O + 9OH^-$

4- أجمعُ أيونات H^+ وأيونات OH^- في الطرف نفسه من المعادلة معًا على شكل جزيئات ماء.

$NO_3^- + \underbrace{9H^+ + 9OH^-}_{9H_2O} + 8e^- \rightarrow NH_3 + 3H_2O + 9OH^-$

5- أختصِرُ جزيئات الماء بحيث تظهر في أحد طرفي معادلة نصف التفاعل الموزونة في وسط قاعدي:

$NO_3^- + 9H_2O + 8e^- \rightarrow NH_3 + 3H_2O + 9OH^-$

$6H_2O$

معادلة نصف التفاعل الموزونة: $NO_3^- + 6H_2O + 8e^- \rightarrow NH_3 + 9OH^-$

أتحقَّق. أُوازن المعادلتين الآتيتين بطريقة نصف التفاعل في الوسط القاعدي، وَأُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في كلٍّ منها:

1- $CN^-{}_{(aq)} + AsO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow AsO_2^{2-}{}_{(aq)} + OCN^-{}_{(aq)}$

2- $NiO_{2(s)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow Ni(OH)_{2(aq)} + SO_3^{2-}{}_{(aq)}$

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة**: تفاعلا التأكسد والاختزال متلازمان، يحدثان دائمًا معًا، **أُفَسِّر** ذلك.

2- **أُوَضِّحُ** المقصودُ بكلٍّ من: أ. عدد التأكسد ب. التأكسد والاختزال الذاتي

3- **أحسِبُ** عدد تأكسد العنصر الذي تحته خط:

$Ba\underline{O}_2$ ، $H_2\underline{P}O_4^-$ ، $LiAl\underline{H}_4$ ، $K_2\underline{Sn}O_2$ ، $Na\underline{Bi}O_3$ ، $\underline{N}_2O_4$

4- **أُطَبِّق**. أُحَدِّدُ العناصر التي تأكسدت والعناصر التي اختُزلت في التفاعلات الآتية:

$1-\ 2HNO_{3(aq)} + 6HI_{(aq)} \rightarrow 2NO_{(g)} + 3I_{2(aq)} + 4H_2O_{(l)}$

$2-\ K_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

5- **أُطَبِّق**. أدرسُ المعادلة الموزونة التي تمثِّل تفاعل N_2O_4 مع N_2H_4 لتكوين غاز N_2 وبخار الماء، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

$$N_2O_{4(l)} + 2N_2H_{4(l)} \rightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(g)}$$

أ) أُحَدِّدُ التغيُّر في أعداد تأكسد ذرّات النيتروجين في التفاعل.

ب) هل تمثِّل المعادلةُ تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي؟

جـ) أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في التفاعل.

6- أُحَدِّدُ المادة التي يمكن أن تسلك كعامل مؤكسد والمادة التي يمكن أن تسلك كعامل مُختزل:

H^+ ، Br^- ، Na^+ ، F_2 ، H^- ، Cu

7- أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في التفاعل الآتي:

$$6Fe^{2+}_{(aq)} + Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 14H^+_{(aq)} \rightarrow 6Fe^{3+}_{(aq)} + 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(l)}$$

8- **أُطَبِّق**. أُوازنُ أنصافَ التفاعلات الآتية بطريقة نصف التفاعل، وَأُحَدِّدُ ما إذا كانت المادة تمثِّل عاملًا مؤكسدًا أم عاملًا مُختزلًا:

$1-\ HSO_3^-{}_{(aq)} \rightarrow SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ (الوسط الحمضي)

$2-\ CrO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightarrow Cr(OH)_{3(aq)}$ (الوسط القاعدي)

9- **أُطَبِّق**. أُوازنُ معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وَأُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل في كلٍّ منها:

$1-\ Cr_2O_{3(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} \xrightarrow{OH^-} CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + NO_2^-{}_{(g)}$

$2-\ Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \xrightarrow{OH^-} ZnO_2^{2-}{}_{(aq)} + Hg_{(l)}$

$3-\ BiO_3^-{}_{(aq)} + Mn^{2+}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Bi^{3+}_{(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)}$

$4-\ Pb(OH)_4^{2-}{}_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} \xrightarrow{OH^-} PbO_2^-{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$5-\ ICl_{(aq)} \xrightarrow{H^+} IO_3^-{}_{(aq)} + I_{2(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$6-\ Sb_2S_{3(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} \xrightarrow{H^+} Sb_2O_{3(s)} + S_{(s)} + NO_{(g)}$



الدرسُ 2

الخلايا الجلفانيّة
Galvanic Cells

◀ **الفكرةُ الرئيسة:**
تتحوَّلُ الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة في الخليّة الجلفانيّة من خلال تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث، ويعتمد فرقُ الجهد الناتج على جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المكوِّنة لها.

◀ **نتاجاتُ التعلُّم:**
- أستقصي الظروفَ التي يمكن من خلالها تصميمُ خليّة جلفانيّة.
- أُحَدِّدُ أجزاء الخليّة الجلفانيّة ومبدأ عملها.
- أقيسُ عمليًّا القوّة الدافعة الكهربائيّة لعدة خلايا جلفانيّة.
- أحسبُ جهد الخليّة الجلفانيّة، وأُحَدِّدُ تلقائيّة تفاعلات التأكسد والاختزال من خلال قِيَم جهود الاختزال المعياريّة.

◀ **المفاهيم والمصطلحات:**
الخلايا الكهروكيميائيّة Electrochemical Cells
الخلايا الجلفانيّة Galvanic Cells
نصف الخليّة Half Cell
القنطرة الملحيّة Salt Bridge
جهد الخليّة المعياري Standard Cell Potential
قطب الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen Electrode
جهد الاختزال المعياري Standard Reduction Potential
تلقائيّة التفاعل Spontaneity of Reaction
تآكلُ الفِلِزّات Corrosion of Metals
الحماية المِهبطيّة Cathodic Protection

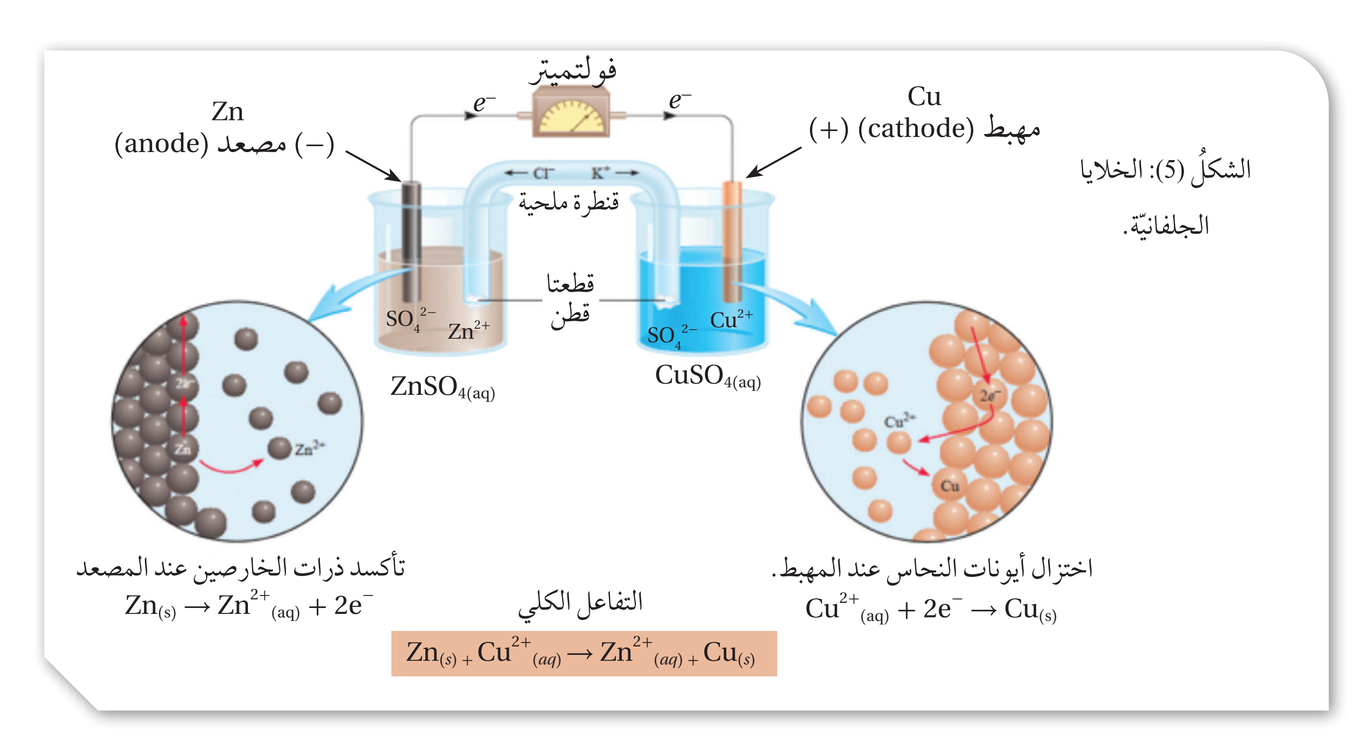
الخلايا الكهركيميائيّة Electrochemical Cells

تسمّى الخلايا التي تحدث فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائيّة أو مستهلكة لها **الخلايا الكهركيميائيّة Electrochemical Cells**، وتقسم إلى نوعين: الخلايا الجلفانيّة، وخلايا التحليل الكهربائي. وفي هذا الدرس سَتُدرَسُ الخلايا الجلفانيّة.

تُستخدَمُ الخلايا الجلفانيّة في مجالات واسعة في الحياة؛ فالبطّاريات بأنواعها، كالبطّاريّة القابلة للشحن التي تُستخدَمُ في الهواتف الخلويّة والحواسيب المحمولة، أنظرُ الشكل (4)، وخلايا الوقود هي **خلايا جلفانيّة Galvanic Cells** تحدث فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال تؤدي إلى إنتاج تيار كهربائي؛ أي تتحوَّلُ الطاقة الكيميائيّة فيها إلى طاقة كهربائيّة. فما مكوِّناتُ الخليّة الجلفانيّة؟ وكيف يُحسَبُ فرقُ الجهد الناتج عنها؟ وكيف يجري التنبُّؤ بإمكانيّة حدوث تفاعل التأكسد والاختزال فيها؟



الشكلُ (4): بعض الأجهزة التي تستخدم البطّاريات. ◀



الشكلُ (5): الخلايا الجلفانيّة.

كيمياء الخلايا الجلفانيّة Chemistry of Galvanic Cells

تتكوَّنُ الخليّة الجلفانيّة من وعاءين، يُسَمّى كُلٌّ منهما **نصف خليّة Half Cell**، ويحتوي كل وعاء على صفيحة فِلزّيّة مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الفِلزّ؛ فنصف خليّة الخارصين تتكوَّنُ من صفيحة خارصين Zn مغموسة في محلول يحتوي على أيونات الخارصين Zn^{+2}، مثل محلول كبريتات الخارصين، وَيُعَبَّر عنها بالرمز $Zn|Zn^{2+}$، أمّا نصف خليّة النحاس فتتكوَّنُ من صفيحة نحاس Cu مغموسة في محلول يحتوي على أيونات النحاس Cu^{2+}، مثل محلول كبريتات النحاس، وَيُعَبَّر عنها بالرمز $Cu|Cu^{2+}$، ولتكوين خليّة جلفانيّة منهما تُوصَلُ الأقطابُ بموصل خارجي (الأسلاك) وَتُوصَلُ المحاليلُ بموصل آخرَ هو **القنطرة الملحيّة Salt Bridge**، التي تتكوَّنُ من أنبوب على شكل حرف U يحتوي على محلول ملحي مشبع، لا تتفاعل أيوناته معَ الأيونات الموجودة في نصفي الخليّة الجلفانيّة أو معَ الأقطاب فيها، مثل KCl، وَيُستخدَمُ جهازُ فولتميتر لقياس فرق الجهد بين قطبي الخليّة، ويوضِّحُ الشكل (5) مكوِّنات الخليّة الجلفانيّة.

عند تركيب الخليّة الجلفانيّة يُلاحظ انحرافُ مؤشِّر الفولتميتر باتجاه قطب النحاس بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال؛ حيث تتأكسد ذرّاتُ الخارصين حَسَبَ المعادلة:

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

وتنتقلُ الإلكتروناتُ من قطب الخارصين Zn عبرَ الأسلاك إلى قطب النحاس Cu؛ حيث تكتسبُها أيونات النحاس Cu^{+2} وتُختزَلُ متحوِّلةً إلى ذرّات

تترسَّبُ على قطب النحاس، حَسَبَ المعادلة:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$$

ونتيجة تأكسد ذرّات الخارصين وتحوُّلها إلى أيونات الخارصين الموجبة Zn^{2+} يزداد تركيزُها في نصف خليّة الخارصين مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة SO_4^{2-} فيها، وكذلك الحالُ في نصف خليّة النحاس؛ إذ يقلُّ تركيزُ أيونات النحاس الموجبة Cu^{2+} مقارنةً بتركيز أيونات الكبريتات السالبة بسبب اختزالها، ويؤدي هذا إلى عدم اتزان كهربائيٍّ في الخليّة؛ لذا تُعادِلُ القنطرةُ الملحيّة الشحناتِ الكهربائيّةَ في نصفي الخليّة الجلفانيّة؛ حيث تتحرَّكُ أيوناتُ الكلوريد السالبة Cl^{-} منَ القنطرة الملحيّة إلى نصف خليّة الخارصين لمعادلة الزيادة في تركيز أيونات Zn^{2+}، وتتحرَّكُ أيوناتُ K^{+} الموجبة إلى نصف خليّة النحاس لمعادلة أيونات SO_4^{2-} الزائدة.

يسمّى القطبُ الذي يحدث عنده تفاعلُ التأكسد المِصعد Anode، وهو قطبُ الخارصين Zn، وشحنتُهُ سالبة لأنه مصدر الإلكترونات بسبب تأكسد ذرّاته، فتقل كتلتُه، أمّا القطبُ الذي يحدث عنده تفاعلُ الاختزال فيسمّى المِهبط Cathode، وهو قطبُ النحاس Cu، وشحنتُهُ موجبة؛ إذ تتحرَّكُ الإلكتروناتُ نحوه، وتزداد كتلتُهُ نتيجة اختزال أيونات النحاس وترسُّبها عليه.

أمّا المعادلةُ الكليّة في الخليّة الجلفانيّة فهي مجموعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

وقد عَبَّرَ الكيميائيون عن الخليّة الجلفانيّة بطريقة مُختصرة وسهلة لوصفها:

القنطرة الملحيّة

$$Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(aq)} \,||\, Cu^{2+}_{(aq)}|Cu_{(s)}$$

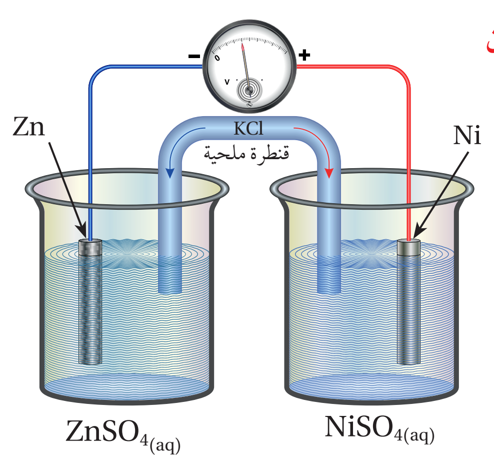
نصف خليّة التأكسد   نصف خليّة الاختزال

حيث يجري البدءُ بكتابة مكوِّنات نصف خليّة التأكسد منَ اليسار، فتكتبُ المادَّة التي يحدث لها تأكسدٌ أوّلاً ثمَّ ناتجُ عملية التأكسد، وَيَفصِلُ بينهما خط (|) كالآتي: $Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(aq)}$، ثمَّ يُرسَمُ خطّان متوازيان || يرمزان للقنطرة الملحيّة، ثمَّ تُكتبُ مكوِّنات نصف خليّة الاختزال، فَتُكتبُ المادَّة التي يحدث لها اختزال، ثمَّ ناتجُ عمليّة الاختزال، وَيَفصِلُ بينهما خط (|) كالآتي: $Cu^{2+}_{(aq)}|Cu_{(s)}$.

أُصَمِّمُ، باستخدام برنامج صانع الأفلام (Movie Maker)، فلمًا قصيرًا يُوَضِّحُ مُكَوِّناتِ الخليَّة الجلفانيَّة ومبدأ عملها وتحوُّلات الطاقة فيها، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي/ معلمتي وزملائي/وزميلاتي.

المثال 13

أدرسُ الشكلَ المجاور، الذي يمثلُ خليّة جلفانيّة مكوّنة من نصف خليّة الخارصين $Zn|Zn^{2+}$ ونصف خليّة النيكل $Ni^{2+}|Ni$، ثمّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:



1- أُحَدِّدُ كلًّا منَ المِصعد والمِهبط في الخليّة.

2- أُحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبرَ أسلاكها.

3- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

4- أُحَدِّدُ اتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة عبرَ القنطرة الملحيّة.

5- ما التغيُّر في كتلة كلٍّ من قطبي النيكل والخارصين؟

خطواتُ الحل:

1- يُلاحظ من الشكل انحرافُ مؤشّر الفولتميتر باتجاه قطب النيكل؛ أي أنَّ الخارصين Zn يمثلُ المِصعد، والنيكل Ni يمثلُ المِهبط.

2- تتحرَّكُ الإلكتروناتُ عبرَ الأسلاك من قطب الخارصين Zn؛ حيث تتأكسد ذرّاته إلى قطب النيكل Ni وَتُختَزَلُ أيوناتُه.

3- أكتبُ نصف تفاعل التاكسد ونصف تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل التأكسد: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Ni^{2+}{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$

4- تتحرَّكُ الأيوناتُ السالبة Cl^- منَ القنطرة الملحيّة باتجاه نصف خليّة الخارصين $Zn^{2+}|Zn$، وتتحرَّكُ الأيونات الموجبة K^+ منَ القنطرة الملحيّة إلى نصف خليّة النيكل $Ni^{2+}|Ni$.

5- تقلُّ كتلةُ قطب الخارصين نتيجة تأكسد ذرّاته وتحوُّلِها إلى أيونات Zn^{2+} تنتقلُ إلى المحلول، وتزدادُ كتلةُ قطب النيكل نتيجة اختزال أيوناته Ni^{2+} وترسُّبها على القطب.

أتحقَّق:

في الخليّة الجلفانيّة، التي يحدث فيها التفاعل الآتي:

$$Cr_{(s)} + 3Ag^+{}_{(aq)} \rightarrow Cr^{3+}{}_{(aq)} + 3Ag_{(s)}$$

1- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

2- أُحَدِّدُ كلًّا منَ المِصعد والمِهبط واتجاه حركة الإلكترونات في الدارة الخارجيّة.

3- أُحَدِّدُ اتجاه حركة الأيونات السالبة عبرَ القنطرة الملحيّة.

4- ما القطبُ الذي تزدادُ كتلته؟ ولماذا؟

5- أكتبُ رمزَ الخليّة الجلفانيّة.

جهدُ الخليّة الجلفانيّة Cell Potential

يُعَدُّ **جهدُ الخليّة الجلفانيّة Cell Potential** مقياسًا لقدرة الخليّة على إنتاج تيار كهربائي، وَيُقاسُ بالفولت، وهو القوّةُ الدافعة الكهربائيّة المتولِّدةُ بين قطبي الخليّة بسبب فرق الجهد بين القطبين، الذي يزدادُ بزيادة ميل كلٍّ من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث، وبالرجوع إلى خليّة (Zn – Cu) السابقة، ولمّا كان الخارصينُ أكثرَ نشاطًا منَ النحاس بناءً على سلسلة النشاط الكيميائي، فهو أكثرُ ميلًا للتأكسد منَ النحاس؛ ممّا يولِّدُ قوّةً دافعة كهربائيّة تدفع الإلكترونات إلى الحركة من قطب الخارصين Zn (المِصعد) إلى قطب النحاس Cu (المِهبط)؛ حيث أيونات النحاس Cu^{2+} أكثرُ ميلًا للاختزال.

يُعَبَّرُ عن ميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث بجهد الاختزال، وَيُرمَزُ له بالرمز ($E_{reduction}$)، وَيُعبَّرُ عن ميل نصف تفاعل التأكسد للحدوث بجهد التأكسد، وَيُرمَزُ له بالرمز ($E_{oxidation}$).

تمتلك نصف الخليّة التي يحدث فيها تفاعل الاختزال جهدَ اختزال أعلى من نصف الخليّة التي يحدث فيها تفاعل التأكسد، والفرقُ بين جهود الاختزال لكلا التفاعلين يساوي جهد الخليّة.

جهد الخليّة = جهد الاختزال لنصف تفاعل المِهبط – جهد الاختزال لنصف تفاعل المِصعد

$$E_{cell} = E_{reduction(cathode)} - E_{reduction(anode)}$$

أمّا عندما يقاسُ جهدُ الخليّة في الظروف المعياريّة: درجة حرارة 25°C، وتركيز الأيونات يساوي 1M، وضغط الغاز يساوي 1atm، فيسمّى **جهدَ الخليّة المعياري Standard cell potential**، وَيُرمَزُ له $E^\circ cell$، وتصبحُ معادلة حساب جهد الخليّة المعياري:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{reduction(cathode)} - E^\circ_{reduction(anode)}$$

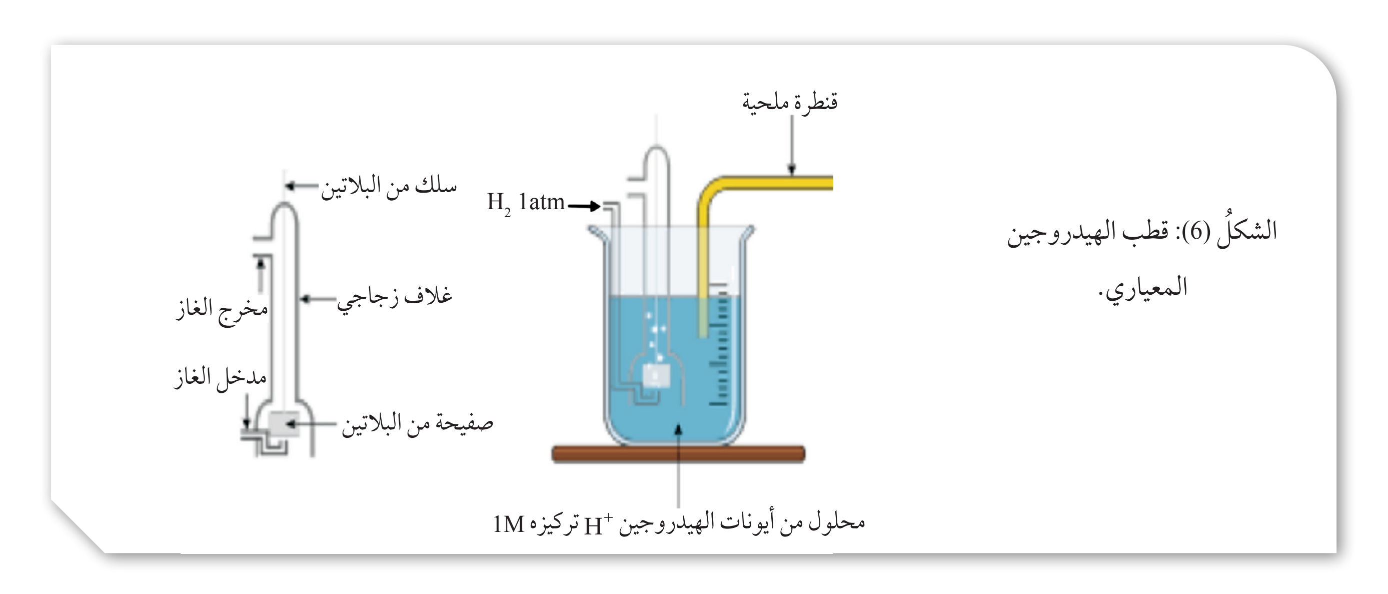
ويمكن التعبيرُ عنها باختصار كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$

وقد وُجد أنَّ جهد خليّة (Zn – Cu) المعياري يساوي 1.1 فولت (1.1 V). ولكن، هل يمكنُ قياسُ جهد الاختزال لنصف خليّة معيَّنة منفردة؟ وكيف جرى التوصُّلُ إلى قِيَم جهود الاختزال للأقطاب المختلفة؟

جهدُ الاختزال المعياري Standard Reduction potential

لا يمكن قياسُ جهد نصف خليّة منفردة، ولكن عند وصل نصفي خليّة لتكوين خليّة جلفانيّة؛ يمكنُ قياسُ فرق الجهد بينهما أي جهد الخليّة؛ لذلك اختار العلماءُ قطب مرجعي هو **قطبَ الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen electrode** لقياس جهود اختزال أقطاب العناصر الأخرى، وجرى اختيارُ الهيدروجين لأنَّ نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر، وقد اصطلح العلماءُ على أنَّ جهد الاختزال المعياري له يساوي (0 V).



الشكلُ (6): قطب الهيدروجين المعياري.

يتكوَّنُ قطبُ الهيدروجين المعياري من وعـاء يحتوي على صفيحـة منَ البلاتين مغموسةٍ فـي محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl تركيزُ أيونات الهيدروجين H^+ فيه 1M، ويجري ضَخُّ غاز الهيدروجين إلى المحلول عند ضغط للغاز يساوي 1 ضغط جوي (1 atm) ودرجة حرارة 25°C، أنظرُ الشكل (6).

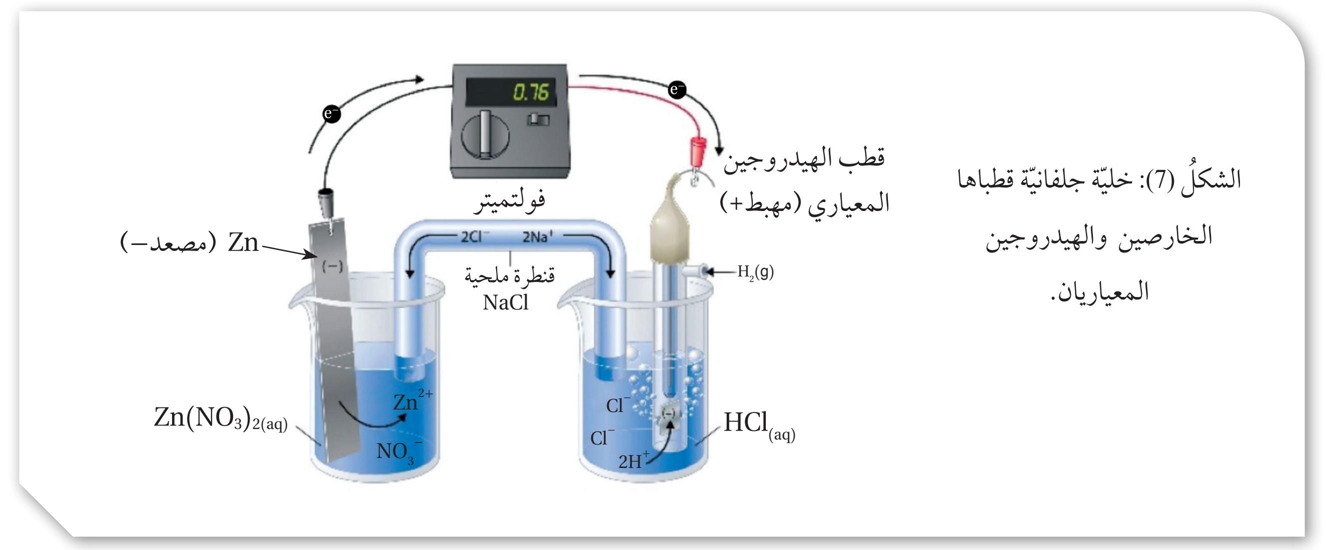
يمكنُ تمثيلُ التفاعل الذي يحدث في نصف خليّة الهيدروجين بالمعادلة:

$$2H^+_{(aq)} + 2e \rightleftharpoons H_{2(g)} \quad E^\circ = 0\,V$$

يشيـرُ السهمُ المزدوج إلـى أنَّ نصف التفاعـل منعكس؛ إذ يمكنُ لأيـونـات الهيدروجين H^+ أن تُختزل، كما يمكنُ لجُزيئات غاز الهيدروجين أن تتأكسد.

ولكن، كيف يُقاسُ جهدُ الاختزال المعياري لنصف خليّة ما باستخدام قطب الهيدروجين المعياري؟

لتوضيح ذلك، تُكَوَّنُ خليّة جلفانيّة من نصف خلية الهيدروجين المعيارية ونصف خليّة الخارصين مثلًا، في الظروف المعياريّة، كما في الشكل (7)، يُلاحظ أنَّ قراءة الفولتميتر (0.76 V)، وهي قراءةٌ تمثلُ فرقَ الجهد بين قطبي الخارصين



الشكلُ (7): خليّة جلفانيّة قطباها الخارصين والهيدروجين المعياريان.

والهيدروجين المعياريين، ولكي يُحَدَّدَ جهدُ الاختزال المعياري للخارصين يجب تحديدُ المِصعد والمِهبط في الخليّة؛ حيث يُلاحظُ أنَّ اتجاه حركة الإلكترونات من قطب الخارصين باتجاه قطب الهيدروجين المعياريين؛ أي أنَّ قطب الخارصين Zn يمثلُ المِصعد وحدثت له عمليّة تأكسد، حَسَبَ المعادلة:

نصفُ تفاعل التأكسد: $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

بينما قطب الهيدروجين يمثلُ المِهبط وحدثت عمليّة اختزال لأيوناته، حَسَبَ المعادلة:

نصفُ تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$ $\quad E^\circ_{H_2} = 0\ Volt$

المعادلة الكُليّة: $Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$ $\quad E^\circ_{cell} = 0.76\ V$

لحساب جهد الاختزال المعياري للخارصين، تُستخدَمُ العلاقة:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$$

بالتعويض: $0.76\ V = 0 - E^\circ_{anode}$

$$E^\circ_{Zn} = -0.76\ V$$

أي أنَّ جهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين = $(-0.76\ V)$

القيمة السالبة لجهد الاختزال المعياري لقطب الخارصين تعني أنَّ أيونات الخارصين أقلُّ ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك اختُزِلَت أيوناتُ الهيدروجين وتأكسدت ذرّاتُ الخارصين في التفاعل الذي حدث في الخليّة الجلفانيّة.

وَيُعَرَّفُ **جهدُ الاختزال المعياري Standard Reduction potential** للقطب بأنه مقياسٌ لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعياريّة.

وكذلك، فإنَّ ذرّات الخارصين أكثرُ ميلًا للتأكسد من جُزيئات الهيدروجين؛ لذلك فإنَّ جهد التأكسد المعياري للخارصين يساوي $(0.76\ V)$؛ أي أنَّ جهد التأكسد المعياري للقطب يساوي جهد اختزاله المعياري ويعاكسُهُ في الإشارة.

جهد التأكسد المعياري = $-E^\circ_{reduction}$

المثال 14

في الخليّة الجلفانيّة الممثلة بالرمز الآتي: $Pt\ |\ H_{2(g)}\ |\ 2H^{+}_{(aq)}\ ||\ Cu^{2+}_{(aq)}\ |\ Cu_{(s)}$

إذا علمتُ أنَّ جهد الخليّة المعياري $E^{\circ}_{cell} = 0.34\ V$

فأحسبُ جهد الاختزال المعياري للنحاس.

خطواتُ الحل:

1- أُحَدِّدُ، من خلال مخطط الخليّة الجلفانيّة، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال؛ حيث يمثلُ قطبُ الهيدروجين المعياري نصفَ خليّة التأكسد، أمّا قطبُ النحاس المعياري فيمثلُ نصفَ خليّة الاختزال.

نصف تفاعل التأكسد: $H_{2(g)} \rightarrow 2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Cu_{(s)}$

المعادلة الكُليّة: $H_{2(g)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2H^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

2- بمعرفة جهد الخليّة المعياري وجهد قطب الهيدروجين المعياري، أحسبُ جهدَ الاختزال المعياري للنحاس باستخدام العلاقة:

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

بالتعويض فيها:

$$0.34\ V = E^{\circ}_{Cu} - 0$$

ومنها جهد الاختزال المعياري لقطب النحاس

$$E^{\circ}_{Cu} = 0.34\ V$$

جهد الاختزال المعياري للنحاس أكبرُ منه للهيدروجين؛ ممّا يعني أنَّ أيونات النحاس أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك تأكسدت جُزيئاتُ الهيدروجين واختُزِلَت أيوناتُ النحاس في التفاعل التلقائي الذي حدث في الخليّة الجلفانيّة.

أتحقَّق:

خليَّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الهيدروجين $2H^{+}|H_{2}|Pt$ ونصف خليّة الكادميوم $Cd^{2+}|Cd$ المعياريين، أحسبُ جهدَ الاختزال المعياري للكادميوم إذا علمتُ أنَّ جهد الخليّة المعياري يساوي $0.4\ V$ ونقصت كتلةُ قطب الكادميوم بعد تشغيل الخليّة لفترة منَ الزمن.

جدولُ جهود الاختزال المعياريّة Standard Reduction Potentials

استُخدِمَ قطبُ الهيدروجين المعياري في بناء خلايا جلفانيّة متعدِّدة، ومن خلال قياس جهودها المعياريّة حُسِبَت جهودُ الاختزال المعياريّة للأقطاب المختلفة التي استُخدِمت فيها، واتفقَ الكيميائيون على كتابة أنصاف التفاعلات على شكل أنصاف تفاعل اختزال في الاتجاه الأمامي وترتيبها وفقًا لتزايد جهود الاختزال المعياريّة في جدول سُمِّيَ جدولَ جهود الاختزال المعياريّة، أنظرُ الجدول (2).

الجدول (2): جهود الاختزال المعياريّة عند درجة حرارة 25°C.

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Li^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Li_{(s)}$	−3.05
$K^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons K_{(s)}$	−2.92
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca_{(s)}$	−2.76
$Na^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Na_{(s)}$	−2.71
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg_{(s)}$	−2.37
$Al^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons Al_{(s)}$	−1.66
$Mn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mn_{(s)}$	−1.18
$2H_2O_{(l)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2OH^{-} + H_{2(g)}$	−0.83
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn_{(s)}$	−0.76
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr_{(s)}$	−0.73
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	−0.44
$Cd^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd_{(s)}$	−0.40
$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Co_{(s)}$	−0.28
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni_{(s)}$	−0.23
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn_{(s)}$	−0.14
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb_{(s)}$	−0.13
$Fe^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons Fe_{(s)}$	−0.04
$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_{2(g)}$	**0.00**
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu_{(s)}$	0.34
$I_{2(s)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2I^{-}_{(aq)}$	0.54
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$	0.77
$Ag^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons Ag_{(s)}$	0.80
$Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons Hg_{(l)}$	0.85
$Br_{2(l)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Br^{-}_{(aq)}$	1.07
$O_{2(g)} + 4H^{+} + 4e^{-} \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)}$	1.23
$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 14H^{+} + 6e^{-} \rightleftharpoons 7H_2O_{(l)} + 2Cr^{3+}_{(aq)}$	1.33
$Cl_{2(g)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Cl^{-}_{(aq)}$	1.36
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons Au_{(s)}$	1.5
$MnO_4^{-}{}_{(aq)} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons 4H_2O_{(l)} + Mn^{2+}_{(aq)}$	1.51
$F_{2(g)} + 2e^{-} \rightleftharpoons 2F^{-}_{(aq)}$	2.87

تزداد قوة العوامل المؤكسدة

تزداد قوة العوامل المختزلة

أُلاحظُ أنَّ أنصافَ تفاعلات الاختزال في الجدول منعكسة، ومن ثَمَّ فإنَّ الموادَّ على يسار المعادلة تمثلُ عواملَ مؤكسدةً تحدثُ لها عمليّةُ اختزال، بينما تمثلُ الموادُّ على يمين المعادلة عواملَ مُختزلَةً تحدثُ لها عمليّة تأكسد، كما أنَّ جهود الاختزال تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول. يُستفاد من جدول جهود الاختزال المعياريّة في حساب جهد الخليّة المعياري، والتنبُّؤ بتلقائيّة تفاعلات التأكسد والاختزال، إضافة إلى مقارنة قوّة العوامل المؤكسدة والمُختزلة.

حسابُ جهد الخليّة المعياري

بمعرفة جهود الاختزال المعياريّة للأقطاب المكوَّنة للخليّة الجلفانيّة يمكنُ حسابُ جهد الخليّة المعياري، حَسَبَ المعادلة: $E^\circ_{cell} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$

والأمثلة الآتية توضِّحُ ذلك.

المثال 15

أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري للخليّة الجلفانيّة التي يحدث فيها التفاعل الآتي:

$$Co^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Co_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}$$

تحليل السؤال:

المعطيات: المعادلة الكُليّة للتفاعل.

المطلوب: حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

خطواتُ الحل:

1- أُحَدِّدُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال اعتمادًا على معادلة التفاعل الكُليّة:

نصف تفاعل التأكسد: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Co_{(s)}$

2- أكتبُ، منَ الجدول (2)، نصفي تفاعل الاختزال وجهودَ الاختزال المعياريّة لنصفي التفاعل السابقين:

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Fe_{(s)} \quad E^\circ_{Fe} = -0.44\ V$

$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Co_{(s)} \quad E^\circ_{Co} = -0.28\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري E°_{cell}.

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{(cathode)} - E^\circ_{(anode)}$

$E^\circ_{cell} = -0.28 - (-0.44) = +0.16\ V$

المثال 16

خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الفضّة $Ag^+|Ag$ ونصف خليّة المغنيسيوم $Mg^{2+}|Mg$ في الظروف المعياريّة. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما في الجدول (2)، أكتب المعادلة الكلية الموزونة للتفاعل، وأحسب جهدَ الخليّة المعياري.

تحليل السؤال:

المعطيات: تتكوَّنُ الخليّة الجلفانيّة من نصف خليّة الفضة ونصف خليّة المغنيسيوم في الظروف المعياريّة.

المطلوب: حساب جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

خطواتُ الحل:

1- أكتبُ نصفي تفاعل الاختزال لكلٍّ من قطبي الفضّة والمغنيسيوم:

$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag_{(s)} \quad E^\circ_{Ag} = 0.80\ V$

$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Mg_{(s)} \quad E^\circ_{Mg} = -2.37\ V$

2- أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال الحادثين في الخليّة الجلفانيّة

ألاحظ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للفضّة أعلى منه للمغنيسيوم؛ أي أنَّ أيونات الفضّة Ag^+ أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات Mg^{2+}؛ لذلك فإنَّ قطب الفضّة Ag يمثلُ المِهبط في الخليّة الجلفانيّة؛ حيث تُختزَلُ أيوناتُه، بينما يمثلُ قطبُ المغنيسيوم Mg المِصعد فيها؛ حيث تتأكسدُ ذرّاتُه، كما في المعادلات الآتية:

نصف تفاعل التأكسد: $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$

للحصول على المعادلة الكُليّة أضربُ معادلة نصف تفاعل الاختزال × 2 حتى يتساوى عددُ الإلكترونات المفقودة والمكتسبة، ثمَّ أجمعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

$$Mg_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

3- حساب جهد الخليّة المعياري $E°_{cell}$.

$$E°_{cell} = E°_{(cathode)} - E°_{(anode)}$$

$$E°_{cell} = 0.80 - (-2.37) = +3.17V$$

أُلاحظُ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للفضّة لم يتأثر بضرب نصف تفاعل الاختزال بالمعامل (2)؛ لأنَّ جهد الاختزال يعتمد على نوع المادَّة وليس على كميَّتها (عدد مولاتها).

أتحقَّق: خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الكروم $Cr^{3+}|Cr$ ونصف خليّة النحاس $Cu^{2+}|Cu$ المعياريين. بالرجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما في الجدول (2)، أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري.



مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانيّة

الموادُّ والأدواتُ:

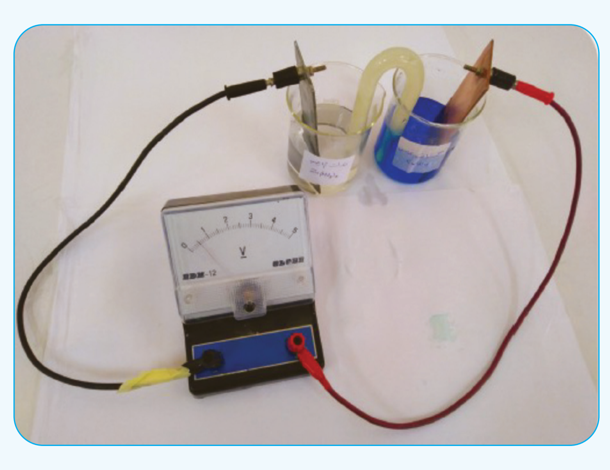
محاليلُ حجمُ كلٍّ منها (100 mL) بتركيز (1 M) من كلٍّ منَ المركبات الآتية: كبريتات الخارصين $ZnSO_4$، نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$، نترات الألمنيوم $Al(NO_3)_3$. و (200 mL) من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ تركيزُه (1 M)، صفيحة من كل منَ الخارصين، النحاس، الرصاص، الألمنيوم، ورق صنفرة، فولتميتر، أسلاك توصيل، أُنبوب على شكل حرف U، محلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم KCl، قطن، كؤوس زجاجيّة سَعة 100 mL عدد (4)، ماء مُقَطَّر.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.

خطواتُ العمل:

1- **أقيس.** أُحضِرُ كأسين زجاجيتين، وأضعُ 50 mL من محلول كبريتات النحاس في الكأس الأول و 50 mL من محلول كبريتات الخارصين في الثاني.



2- **أُجرِّب.** أُنَظِّفُ صفيحتي النحاس والخارصين جيِّدًا باستخدام ورق الصنفرة، وأغسلهما بالماء المُقطَّر، وأترُكُهما تجفّان.

3- **أُجرِّب.** أضَعُ صفيحة النحاس في الكأس الزجاجيّة الأولى وصفيحة الخارصين في الكأس الثانية، ثمَّ أوصلُ أسلاك التوصيل من طرف بالصفيحة ومنَ الطرف الآخر بالفولتميتر لكلا الصفيحتين، وألاحظُ: هل تحرَّكَ مؤشِّرُ الفولتميتر؟

4- **أُجرِّب.** أملأُ الأنبوبَ الذي على شكل حرف U تمامًا بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع، وأتأكَّدُ من عدم وجود فقاعات هواء فيه، ثمَّ أُغلقُ طرفيه بقليل منَ القطن.

5- **أُلاحظ.** أقلِبُ الأنبوبَ بحيث يصلُ بين الكأسيين (نصف خليّة النحاس ونصف خليّة الخارصين)، وَأُلاحظ تحرُّكَ مؤشِّرِ الفولتميتر (إذا تحرَّكَ المؤشِّرُ بالاتجاه السالب أعكسُ الأسلاك الموصولة به)، وَأُسَجِّلُ قراءته في الجدول.

6- **أُجرِّب.** أُكَرِّرُ الخطواتِ السابقةَ باستخدام انصاف الخلايا (نحاس - رصاص)، (نحاس - ألمنيوم)، (رصاص - ألمنيوم)، وأحرصُ على غمس كلِّ صفيحة في محلول مركَّبها، وأُحضِرُ القنطرة الملحيّة من جديد بعد غسل الأُنبوب وتجفيفه.

7- **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّلُ قِيَمَ جهود الخلايا في الجدول الآتي:

جدول البيانات

جهد الخليّة المعياري V	جهد الخليّة المقاس	الخليّة
1.1		نحاس - خارصين
2.0		نحاس - ألمنيوم

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أُحَدِّدُ** المِصعد والمِهبط في كلِّ خليّة جلفانيّة.

2- أكتبُ التفاعلَ الكُليَّ في كلِّ خليّة جلفانيّة.

3- **أُقارِنُ** بين جهود الخلايا الجلفانيّة الذي جرى قياسُها، وَأُفَسِّرُ الاختلافَ فيها.

4- **أتوقعُ** ترتيبَ الفِلِزّات وفقَ تزايد جهود اختزالها اعتمادًا على قِيَم جهود الخلايا المقيسة.

التنبُّؤُ بتلقائيّة حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال

تتفاعلُ بعضُ الفِلِزّات معَ محلول حِمض الهيدروكلوريك المُخفَّف فينطلقُ غاز الهيدروجين، بينما لا يتفاعلُ بعضُها الآخر، ومثالُ ذلك تفاعلُ النيكل معَ حِمض الهيدروكلوريك وإطلاقُ غاز الهيدروجين، أمّا النحاسُ فلا يتفاعل، ويحلُّ النحاسُ محلَّ الفضة في محلول نترات الفضّة، بينما لا تحلُّ الفضّةُ محلَّهُ في محلول نترات النحاس. هل يمكنُ استخدامُ جهود الاختزال المعياريّة في التنبُّؤ بتلقائية حدوث تفاعلات التأكسد والاختزال؟ وكيف؟

تُستخدَمُ جهودُ الاختزال المعياريّة للتنبُّؤ بتلقائية حدوث تفاعل التأكسد والاختزال؛ **فتلقائيّة التفاعل** **Spontaneity of Reaction** هي حدوثُ التفاعل، وتكون النواتجُ دونَ الحاجة إلى طاقة كهربائيّة لإحداثه، ويتمُّ ذلك بحساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل؛ فإذا كان جهد الخليّة المعياري للتفاعل موجبًا يكونُ التفاعلُ تلقائيًّا، أمّا إذا كان سالبًا فيكونُ التفاعلُ غيرَ تلقائي.

المثال 17

أتوقعُ، بالاستعانة بالجدول (2)، أيَّ تفاعلاتِ التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات الآتية يحدثُ بشكل تلقائي، وَأُفَسِّرُ ذلك.

أ. $Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)} + Cl_{2(g)}$

ب. $2Fe^{3+}_{(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)}$

خطوات الحل:

أ. $Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Pb_{(s)} + Cl_{2(g)}$

1- أكتبُ، بالاستعانة بمعادلة التفاعل الكيميائيّة، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow Pb_{(s)}$

نصف تفاعل التأكسد: $2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^{-}$

2- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للرصاص $E°_{Pb} = -0.13\ V$

وجهد الاختزال المعياري للكلور $E°_{Cl_2} = 1.36\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري $E°_{cell}$ للتفاعل، كما ورد في المعادلة:

$$E°_{cell} = E°_{cathode} - E°_{anode}$$

$$E°_{cell} = -0.13 - 1.36 = -1.49\ V$$

ألاحظ أنَّ قيمة جهد الخليّة المعياري للتفاعل سالبٌ؛ ممّا يعني أنَّ التفاعل غيرُ تلقائيِّ الحدوث.

ويمكنُ التوصُّلُ إلى النتيجة السابقة نفسِها عند مقارنة جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منَ الرصاص والكلور؛

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال للكلور أكبرُ من جهد اختزال الرصاص؛ أي أنَّ ميلَ جُزيئات الكلور للاختزال أكبر، ومن ثَمَّ لا تتأكسدُ أيوناتُ الكلوريد Cl^- ولا تُختَزَلُ أيوناتُ الرصاص Pb^{2+}.

ب. $2Fe^{3+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)}$

1- أكتبُ، بالاستعانة بالمعادلة الكيميائية، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $2Fe^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)}$

نصف تفاعل التأكسد: $Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

2- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أختارُ أنصافَ تفاعل الاختزال للقصدير وأيونات الحديد Fe^{3+}:

$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Sn_{(aq)}$ $\quad E°_{Sn} = -0.14\ V$

$2Fe^{3+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Fe^{2+}_{(aq)}$ $\quad E°_{Fe^{3+}|Fe^{2+}} = 0.77\ V$

3- أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري $E°_{cell}$ للتفاعل:

$$E°_{cell} = E°_{cathode} - E°_{anode}$$

$$E°_{cell} = 0.77 - (-0.14) = 0.91\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل موجبٌ؛ ممّا يعني أنَّ التفاعلَ تلقائيُّ الحدوث.

المثال 18

أُفَسِّر: يتفاعلُ فِلِزّ النيكل Ni معَ محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl وينطلقَ غازَ الهيدروجين.

خطوات الحل:

1- أكتبُ معادلة أيونيّة تمثلُ تفاعل فِلِزّ النيكل معَ حِمض الهيدروكلوريك، حَسَبَ المعادلة:

$$Ni_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

2- أكتبُ، بالاستعانة بمعادلة التفاعل السابقة، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال.

ألاحظ، حَسَبَ المعادلات الآتية، أنَّ النيكل يتأكسدُ وَيَختَزِلُ أيونات الهيدروجين:

نصف تفاعل التأكسد: $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

3- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للنيكل $E°_{Ni} = -0.23\ V$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين $E°_{H_2} = 0.00\ V$

ألاحظ أنَّ جهد الاختزال المعياري للهيدروجين أكبرُ من جهد الاختزال المعياري للنيكل؛ أي أنَّ أيونات

الهيدروجين أكثرُ ميلًا لكسب الإلكترونات من أيونات النيكل؛ لذلك تُختَزَلُ أيوناتُ الهيدروجين وتتأكسدُ ذرّاتُ النيكل ويكونُ التفاعلُ تلقائيًّا وجهدُ الخليّة موجبًا، كما يَتَّضِحُ عند حساب جهد الخليّة المعياري للتفاعل:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(H_2)} - E^\circ_{anode(Ni)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.0 - (-0.23) = +0.23\ V$$

لذلك يتفاعلُ النيكل معَ حِمض الهيدروكلوريك ويتصاعدُ غازُ الهيدروجين.

المثال 19

أُفَسِّر: لا يتفاعلُ فِلِزّ النحاس Cu معَ محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl المُخفَّف، ولا ينطلقُ غاز الهيدروجين.

خطواتُ الحل:

1- أفترضُ حدوثَ التفاعل، وأكتبُ معادلتَه:

$$Cu_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$$

2- أكتبُ، بالاستعانة بمعادلة التفاعل المُفترض، نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال.

نصف تفاعل التأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$

3- بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أجدُ أنَّ:

جهد الاختزال المعياري للنحاس $E^\circ_{Cu} = 0.34\ V$

وجهد الاختزال المعياري للهيدروجين $E^\circ_{H_2} = 0.00\ V$

ألاحظ أنَّ جهدَ الاختزال المعياري للنحاس أكبرُ منه للهيدروجين؛ أي أنَّ أيونات النحاس أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات الهيدروجين؛ لذلك لا يتأكسدُ النحاسُ ولا تُختزَلُ أيوناتُ الهيدروجين.

ويمكن حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل المُفترض، والتنبُّؤ بتلقائيّة حدوث التفاعل:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(H_2)} - E^\circ_{anode(Cu)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.0 - 0.34 = -0.34\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل المُفترض سالبٌ؛ أي أنَّ التفاعل غيرُ تلقائيِّ الحدوث.

ويمكن أيضًا استخدامُ جهود الاختزال المعياريّة للتنبُّؤ بإمكانيّة تفاعل الفِلِزّات أو اللافِلِزّات معَ محاليل الأملاح، كما في الأمثلة الآتية:

المثال 20

هل يمكن تحريكُ محلول نترات الفضّة $AgNO_3$ بِملعقة منَ الكروم Cr؟

المعطيات:

المحلول المستخدم $AgNO_3$، المِلعقة مصنوعة من الكروم Cr.

المطلوب:

هل يحدث تفاعلٌ بين نترات الفضّة $AgNO_3$ والكروم Cr؟

الحل:

حتى يحرَّكَ محلولٌ ما بِملعقة معيَّنة يجب ألّا يحدث تفاعلٌ بينها وبين أيونات المحلول عند تحريكه بها. ولمعرفة ذلك، يُفترَضُ حدوثُ تفاعل وكتابة معادلته كالآتي:

$$3Ag^+_{(aq)} + Cr_{(s)} \rightarrow 3Ag_{(s)} + Cr^{3+}_{(aq)}$$

ألاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسدُ ذرّات الكروم واختزال أيونات الفضّة. وللحكم على إمكانيّة حدوث التفاعل يُرجَعُ إلى جهود الاختزال المعياريّة للفضّة والكروم، وهي ($E^\circ_{Ag} = 0.8$ V، $E^\circ_{Cr} = -0.73$ V)؛ إذ ألاحظ أنَّ جهد اختزال الفضّة المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ أي أنَّ أيونات الفضّة أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات الكروم؛ لذلك يتأكسدُ الكروم وَيَختَزِلُ أيونات الفضّة؛ أي أنَّ التفاعل بينهما تلقائي.

ويمكنُ أيضًا حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(Ag)} - E^\circ_{anode(Cr)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.8 - (-0.73) = +1.53 \text{ V}$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل موجبٌ؛ أي أنَّ التفاعل تلقائي الحدوث، ومن ثَمَّ لا يمكن تحريكُ محلول نترات الفضّة بِملعقة منَ الكروم.

المثال 21

هل يمكنُ تحضيرُ البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2؟

تحليل السؤال:

المعطيات: المحلول المستخدم للتحضير منه بروميد البوتاسيوم KBr، المادة المستخدمة للتحضير اليود I_2.

المطلوب: هل يحدثُ تفاعلٌ بين محلول بروميد البوتاسيوم KBr واليود I_2 ويتكون البروم Br_2؟

الحل

كتابة معادلة التفاعل المتوقع:

$$2Br^-_{(aq)} + I_{2(s)} \rightarrow 2I^-_{(aq)} + Br_{2(l)}$$

ألاحظ أنَّ التفاعل المتوقع هو تأكسدُ أيونات البروميد Br^- واختزال اليود I_2. وللحكم على إمكانيّة حدوث التفاعل يُرجَعُ إلى جهود الاختزال المعياريّة للبروم واليود: ($E^\circ_{I_2} = 0.54$ V ، $E^\circ_{Br_2} = 1.07$ V)؛ إذ يُلاحظُ أنَّ جهد الاختزال المعياري للبروم أعلى من جهد الاختزال المعياري لليود، ومن ثَمَّ فإنَّ البروم Br_2 أكثرُ ميلًا للاختزال من

اليود I_2؛ لذلك لا تتأكسدُ أيونات البروميد Br^- ولا تَختزِلُ اليود I_2؛ أي أنَّ التفاعل بينهما غيرُ تلقائي.

ويمكنُ أيضًا حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode(I2)} - E^\circ_{anode(Br2)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.54 - 1.07 = -0.53\ V$$

ألاحظ أنَّ جهد الخليّة المعياري للتفاعل سالبٌ؛ أي أنَّ التفاعل غيرُ تلقائي الحدوث، وبالتالي لا يمكنُ تحضيرُ البروم Br_2 من محلول بروميد البوتاسيوم KBr باستخدام اليود I_2.

✓ أتحقَّق:

باستخدام جدول جهود الاختزال المعياريّة أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- **أتوقع:** هل يمكنُ حفظُ محلول كبريتات الحديد II $FeSO_4$ في وعاء منَ الألمنيوم Al؟ أُبرِّرُ إجابتي.

2- **أتوقع:** هل يمكن حفظُ محلول نترات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$ بوعاء منَ القصدير Sn؟ أُبرِّرُ إجابتي.

مقارنةُ قوّة العوامل المؤكسدة والمختزلة

بالرجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، يَتّضِحُ أنَّ جهود الاختزال المعياريّة تزداد من أعلى إلى أسفل في الجدول؛ أي يزداد ميلُ نصف تفاعل الاختزال للحدوث؛ ما يعني أنَّ قوّة العوامل المؤكسدة تزداد أيضًا، فيكونُ الفلور F_2 أقوى عامل مؤكسد، بينما يكونُ أيون الليثيوم Li^+ أضعفَ عامل مؤكسد، أمّا العواملُ المختزلة فإنَّ قوّتها تقلُّ بزيادة جهد الاختزال المعياري؛ أي أنَّ الليثيوم Li يمثلُ أقوى عامل مختزل بينما يمثلُ أيونُ الفلوريد F^- أضعفَ عامل مختزل. والأمثلةُ الآتية توضِّحُ كيفيّة توظيف جهود الاختزال لمقارنة قوّة العوامل المؤكسدة والمختزلة.



يحدث أحيانًا انتفاخ لعلب الأغذية؛ أحد أسباب حدوثه تفاعل الأغذيةُ الحامضيّة معَ الفِلز المُكونِ للعُلبة المحفوظةِ فيها، وينتجُ عن ذلكَ غازُ الهيدروجين؛ ممّا يتسبّب في انتفاخ العُلبة، وغالبًا ما تكون هذه التفاعلاتُ جزءًا منَ العوامل التي تُحَدِّدُ مدّةَ صلاحيّة هذه المُنتجات.



المثال 22

أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة، وَأُرَتِّبُ الموادَّ الآتية تصاعديًّا وفقَ قوّتها كعوامل مؤكسدة في الظروف المعياريّة:

Al^{3+} ، MnO_4^- ، Cd^{2+} ، Cl_2

الحل:

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أختارُ أنصافَ التفاعلات للمواد السابقة، وَأُرَتِّبُها وفقَ تزايد

E° (V)	نصف تفاعل الاختزال
−1.66	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$
−0.40	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$
1.36	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$
1.51	$MnO_4^- + 4H^+ + 2e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$

جهود الاختزال المعيارية، فيكون أعلى يسار الجدول أضعفَ عامل مؤكسد له أقلُّ جهد اختزال معياري؛ أي أنَّ أيونات الألمنيوم Al^{3+} أضعفُ عامل مؤكسد، وأنَّ لـ MnO_4^- أعلى جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مؤكسد. أمّا ترتيبُ الموادِّ حَسَبَ قوَّتها كعوامل مؤكسِدة، فهو:

$$MnO_4^- > Cl_2 > Cd^{2+} > Al^{3+}$$

المثال 23

أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة، ثُمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُرَتِّبُ الموادَّ الآتية تصاعديًّا وفقَ قوّتها كعواملَ مختزلة في الظروف المعياريّة:

Ag , K , I^- , Co

2- هل يمكنُ لأيونات الكوبلت Co^{2+} أكسدةُ أيونات اليوديد I^-؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

الحل:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	−2.92
$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	−0.28
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0.54
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80

1- بالعودة إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أختارُ أنصافَ التفاعلات للموادِّ السابقة، وَأُرَتِّبُها وفقَ تزايد جهود الاختزال المعيارية، فيكونُ أسفلُ يمين الجدول، وهو Ag، أضعفَ عامل مختزل؛ أي أقلها ميلًا للتأكسد، ويكونُ أعلى يمين الجدول، وهو K، أقوى عامل مختزل؛ أي أكثرها ميلًا للتأكسد، ويكونُ ترتيبُ بقيّة العوامل المختزلة تصاعديًّا كالآتي:

$$K > Co > I^- > Ag$$

2- أُقارنُ جهودَ الاختزال المعياريّة للكوبلت واليود، فَأُلاحِظُ أنَّ جهد الاختزال المعياري لليود أعلى منه للكوبلت؛ أي أنَّ اليود أكثرُ ميلًا للاختزال من أيونات الكوبلت؛ لذلك لا تؤكسِدُ أيوناتُ الكوبلت Co^{2+} أيونات اليوديد I^-.

المثال 24

أدرسُ جهودَ الاختزال المعياريّة في الجدول، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

2- أُحَدِّدُ أقوى عامل مختزل.

3- هل يستطيع النيكل Ni اختزالَ جُزيئات الكلور Cl_2؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

4- هل تستطيع أيوناتُ الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص Pb؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	−0.73
$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons Cl^-$	+1.36
$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	−0.23
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	−0.13

الحل:

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد: تحدثُ للعامل المؤكسد عمليّةُ اختزال، وأقوى عامل مؤكسد هو المادَّةُ التي لها

أعلى جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِحُ منَ الجدول أنه الكلور Cl_2، وجهدُ اختزاله المعياري $E° = 1.36\ V$

2- أُحَدِّدُ أقوى عامل مختزل: تحدثُ للعامل المختزل عمليّةُ تأكسد، وأقوى عامل مختزل هو المادَّةُ التي لها أقلُّ جهد اختزال معياري، وَيَتَّضِحُ منَ الجدول أنه الكروم Cr، وجهدُ اختزاله المعياري $E° = -0.73\ V$

3- أُقارنُ جهدَ اختزال النيكل $(-0.23\ V)$ وجهدَ اختزال الكلور $(1.36\ V)$، فَأُلاحِظُ أنَّ جهد اختزال النيكل المعياري أقلُّ من جهد اختزال الكلور المعياري؛ لذلك يتأكسدُ النيكل ويختزلُ جُزيئات الكلور. ويمكنُ كتابةُ معادلة التفاعل المتوقع وحسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$Ni + Cl_2 \rightarrow Ni^{2+} + 2Cl^-$$

$$E°_{cell} = E°_{cathode(Cl_2)} - E°_{anode(Ni)}$$

$$E°_{cell} = 1.36 - (-0.23) = 1.59\ V$$

بما أنَّ الجهد موجبٌ فالتفاعلُ تلقائي.

4- أُقارنُ جهدَ اختزال الرصاص $(-0.13\ V)$ وجهدَ اختزال الكروم $(-0.73\ V)$، فَأُلاحِظُ أنَّ جهد اختزال الرصاص المعياري أعلى من جهد اختزال الكروم المعياري؛ لذلك لا تستطيعُ أيوناتُ الكروم Cr^{3+} أكسدة الرصاص. ويمكنُ كتابةُ معادلة التفاعل المتوقع وحسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل كالآتي:

$$Cr^{3+}_{(aq)} + 3Pb_{(s)} \rightarrow 3Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cr_{(s)}$$

$$E°_{cell} = -0.73 - (-0.13) = -0.60\ V$$

بما أنَّ الجهد سالبٌ فالتفاعلُ غيرُ تلقائي.

أتحقَّق:

أدرسُ الجدولَ الآتي، الذي يتضمَّنُ جهودَ الاختزال المعياريّة لبعض المواد، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	E° (V)
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$	1.33
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	– 0.14
$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	1.5

1- أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

2- أستنتج. أيُّ الفِلزّاتِ تختزلُ أيونات $Cr_2O_7^{2-}$ ولا تختزلُ أيونات Sn^{2+}؟

أُفكِّر: أرتب الفلزات ذوات الرموز الإفتراضية X ، Y ، Z وفق قوتها كعوامل مختزلة إذا علمت أن: الفلز X يختزل أيونات Z^{2+} ولا يختزل أيونات Y^{2+}.

التجربةُ 2

مقارنةُ قوّة بعض العوامل المختزلة

الموادُّ والأدوات:

شريط مغنيسيوم، حُبيبات نيكل، حُبيبات رصاص، مِسمار حديد عدد 4، 100 mL من محاليل كل من نترات المغنيسيوم $Mg(NO_3)_2$، نترات النيكل $Ni(NO_3)_2$، نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$، نترات الحديد II $Fe(NO_3)_2$، كل منه بتركيز 0.1 M، أنابيب اختبار عدد (9)، مِخبار مُدَرَّج عدد 4، ورق صنفرة، قلم تخطيط، ورق لاصق.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعاملُ معَ الموادِّ الكيميائيّة بحذر.

خطواتُ العمل:

1- **أُجَرِّب.** أقيسُ 12 cm من شريط المغنيسيوم، وأنظفُهُ جيِّدًا باستخدام ورق الصنفرة، ثمَّ أقسمُهُ إلى 3 أجزاء متساوية، وأحضر 3 حُبيبات نيكل و 3 حُبيبات رصاص و 3 مسامير.

2- **أُجَرِّب.** أُحضِرُ 3 أنابيب اختبار نظيفة، وأضعُها في حامل الأنابيب، وَأُرَقِّمُها من 3–1.

3- **أقيس.** أستخدمُ المِخبارَ المُدَرَّج، وأضعُ 10 mL من محلول نترات المغنيسيوم في كلِّ أنبوب اختبار.

4- **ألاحظ.** أضَعُ في كلِّ أنبوب قطعة واحدة من أحد الفِلزّات الأربعة، وأستثني الفِلزّ الذي يوجدُ محلولُهُ في الأنابيب الثلاثة، ثمَّ أَرُجُّ كلَّ أنبوب بلطف وَأُراقبُ الأنابيبَ كُلَّها. هل حدث تفاعل؟ أُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.

5- **أُجَرِّب.** أُكَرِّرُ الخطواتِ 2، 3، 4 السابقة باستخدام محلول نترات النيكل، ثمَّ محلول نترات الرصاص، ثمَّ محلول نترات الحديد II، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.

6- **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّلُ البياناتِ في الجدول الآتي:

التفاعل مع المحلول / العنصر	محلول $Mg(NO_3)_2$		محلول $Ni(NO_3)_2$		محلول $Pb(NO_3)_2$		محلول $Fe(NO_3)_2$	
الملاحظات	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل	حدوث تفاعل	الدليل
Mg								

التحليلُ والاستنتاج:

1- أكتبُ معادلة كيميائيّة موزونة تمثلُ التفاعل الحادث في كلِّ أنبوب.

2- **أُرَتِّبُ** الفِلزّات حَسَبَ قوَّتها كعواملَ مختزلة.

3- **أُفَسِّر** تَرَسُّبَ النيكل عند تفاعل المغنيسيوم معَ نترات النيكل $Ni(NO_3)_2$.

4- **أُفَسِّر.** لا يتفاعلُ الرصاصُ معَ محلول نترات الحديد II $Fe(NO_3)_2$.

تطبيقاتٌ عمليّة للخليّة الجلفانيّة
Applications of the Galvanic Cell



الشكلُ (8): أنواعٌ مختلفة منَ البطّاريات.

البطّاريات Batteries

تُعَدُّ البطّارياتُ منَ التطبيقات العمليّة المهمّة للخلايا الجلفانيّة؛ إذ تحدثُ فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال تلقائيّة تتحوَّلُ فيها الطاقة الكيميائيّة إلى طاقة كهربائيّة، وتختلفُ البطّاريات في ما بينها في مكوّناتها، ومن ثَمَّ تختلفُ تفاعلاتُ التأكسد والاختزال التي تُولِّدُ الطاقة الكهربائيّة فيها.

هناك أنواعٌ مختلفة منَ البطّاريات، منها البطّارياتُ الأوليّة التي تُستخدَمُ مرّةً واحدة ولا يمكن إعادة شحنها، مثل: البطّاريات الجافّة، والبطّاريات الجافّة القلويّة. ومن أنواعها أيضًا البطّارياتُ الثانويّة، وهي قابلةٌ لإعادة الشحن، مثل: بطّاريات التخزين، كالمركم الرصاصي (بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة)، وبطّاريّة أيون الليثيوم، أنظرُ الشكل (8).

بطّاريّةُ الرصاص للتخزين Lead Storage Battery

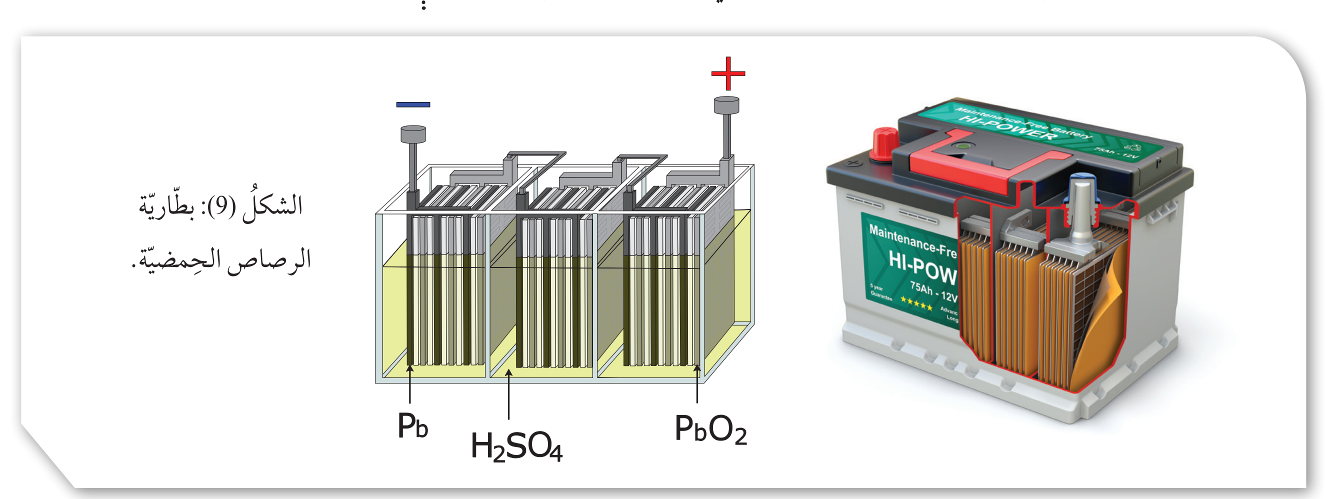
تُعَدُّ بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة مثالًا على البطّاريات الثانويّة؛ أي يمكنُ إعادةُ شحنها، وتتكوَّنُ من سِتِّ خلايا جلفانيّة تتكوَّنُ كلٌّ منها من ألواح منَ الرصاص تمثلُ فيها المِصعد، وألواحٍ منَ الرصاص المغلَّف بأكسيد الرصاص IV PbO_2 تمثلُ المِهبط. تُرَتَّبُ هذه الأقطابُ (الخلايا) بوعاء بلاستيكي مقوّى بطريقة متبادلة تفصلُ بينها صفائحُ عازلةٌ، وَتُغمَرُ في محلول حِمض الكبريتيك الذي كثافته $1.28 g/cm^3$، وتوصلُ ببعضها على التوالي، كما يوضِّحُ الشكل (9)، أمّا أنصافُ التفاعلات التي تحدثُ فيها فهي:

تفاعل المِصعد: $Pb + HSO_4^- \rightarrow PbSO_4 + H^+ + 2e^-$

تفاعل المِهبط: $PbO_2 + 3H^+ + HSO_4^- + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$

التفاعل الكلي: $Pb + PbO_2 + 2H^+ + 2HSO_4^- \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

جهد الخليّة الواحدة يساوي 2 V تقريبًا؛ أي أنَّ البطّاريّة تعطي فرقَ جهد يساوي 12 V.



الشكلُ (9): بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة.

يُلاحظُ منَ المعادلات الكيميائيّة أنَّ حِمض الكبريتيك يُستهلَكُ نتيجة استخدام البطّاريّة؛ ممّا يؤدي إلى نقصان كثافته؛ لذلك يمكنُ مراقبة كفاءة البطّاريّة من خلال قياس كثافة حِمضِها.

عند شحن البطّاريّة بواسطة تيّار كهربائي يجري عكسُ تفاعُلَيِّ التأكسدِ والاختزال، ومن ثَمَّ التفاعل الكُلي في البطّاريّة، وفي السيارات تجري عمليّةُ الشحن بشكل تلقائي ومستمرٍّ بواسطة مولِّد التيّار (الدينامو) المُتَّصِلِ بمحرّك السيّارة. ويتراوح عمرُ البطّاريّة من 3–5 سنوات تقريبًا؛ إذ إنها تفقدُ صلاحيَّتَها نتيجة فقدان جزء من مكوِّناتِها، مثل $PbSO_{4(s)}$ الذي يتكوَّنُ نتيجة عمليَّتي التأكسدِ والاختزال اللتين تحدثان فيها، ونتيجة الحركة المستمرَّة للمركَبات على الطرق، التي تؤدي إلى تساقطه عن ألواح الرصاص، ومن ثَمَّ عدم دخوله في التفاعل العكسي، الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطّاريّة.

بطّاريّة أيون الليثيوم Lithium – Ion Battery

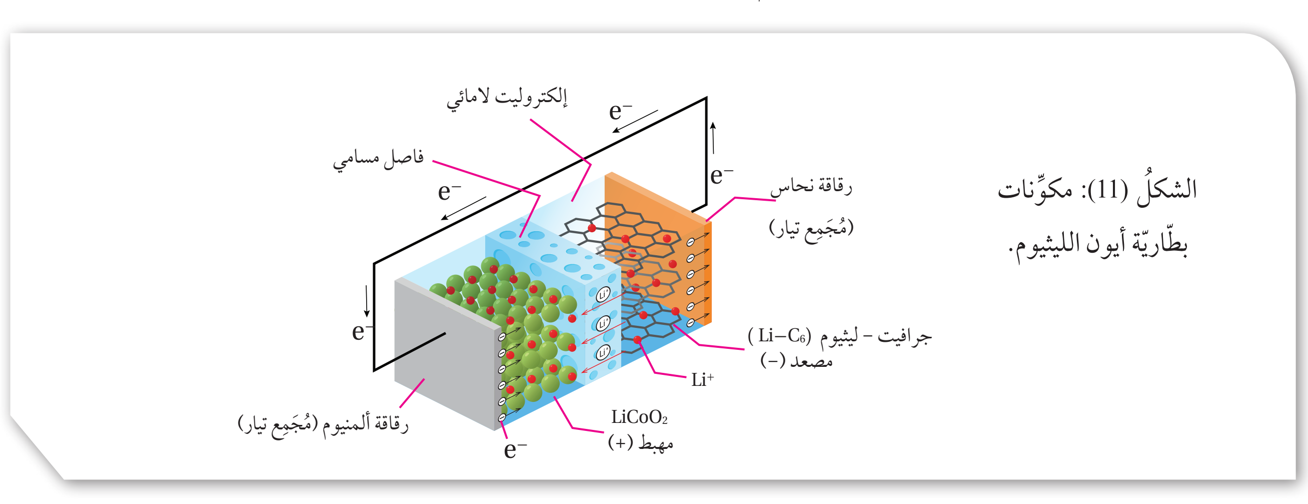
تُعَدُّ بطّاريّة أيون الليثيوم من أكثر أنواع البطّاريات استخدامًا في الوقت الحاضر، وقد استُخدمت للمرَّة الأولى عام 1991، أمّا اليوم فإنها تُعَدُّ مصدرَ الطاقة الرئيس للعديد من وسائل التكنولوجيا وأدواتها في المجالات المختلفة؛ حيث تُستخدَمُ في السيارات الكهربائيّة والحواسيب والهواتف المحمولة والعديد منَ الأجهزة الكهربائيّة الاستهلاكيّة الأخرى، أنظرُ الشكل (10)؛ مِمَّ تتكوَّنُ بطّاريّة أيون الليثيوم؟ وما التفاعلاتُ الكيميائيّة التي تحدثُ فيها؟ وما ميزاتُها؟



الشكلُ (10): بطّاريّة أيون الليثيوم.

تتكوَّنُ بطّاريّة أيون الليثيوم من عدّة خلايا مُتَّصلة ببعضها، تتكوَّنُ كلٌّ منها من ثلاثة مكوِّنات رئيسة، هي:

- المِصعد (القطب السالب): يتكوَّنُ عادةً منَ الجرافيت، الذي يتميَّزُ بقدرته على تخزين (استيعاب) ذرّات الليثيوم وأيوناته دونَ التأثير فيها.
- المِهبط (القطب الموجب): يتكوَّنُ من بلّورات لأكسيد عنصر انتقالي، مثل أكسيد الكوبلت IV، (CoO_2) الذي يمكنه أيضًا تخزينُ (استيعاب) أيونات الليثيوم، مثل الجرافيت، أنظرُ الشكل (11).



الشكلُ (11): مكوِّنات بطّاريّة أيون الليثيوم.

- المحلول الإلكتروليتي: يتكوَّنُ من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادةً يُستخدَمُ $LiPF_6$ مُذابًا في كربونات الإيثيلين $CH_2CH_2CO_3$، وتولِّدُ خلايا أيون الليثيوم الكهرباءَ من خلال تفاعل التأكسد والاختزال الآتي:

نصف تفاعل التأكسد: $Li_{(s)} \rightarrow Li^+ + e^-$

نصف تفاعل الاختزال: $Li^+ + CoO_2 + e^- \rightarrow LiCoO_{2(s)}$

التفاعل الكلي: $Li_{(s)} + CoO_2 \rightarrow LiCoO_{2(s)} \quad E_{cell} = 3.4\ V$

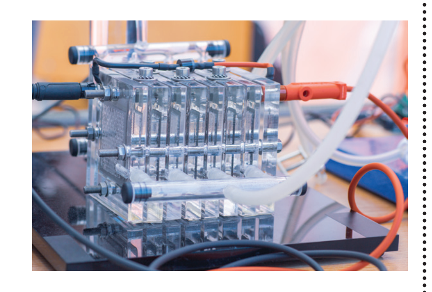
حيث تتأكسدُ ذرّات الليثيوم عند المِصعد متحوِّلة إلى أيونات Li^+، تنتقلُ عبرَ المحلول الإلكتروليتي باتجاه المِهبط، بينما تتحرَّكُ الإلكتروناتُ عبرَ الدارة الخارجيّة منَ المِصعد إلى المِهبط؛ حيث تختزِلُ أيونات الكوبلت من Co^{4+} في أكسيد الكوبلت CoO_2 إلى Co^{3+} في $LiCoO_2$، وهي عمليّةٌ ينعكسُ مسارُها خلالَ شحن البطّاريّة، فيتأكسدُ $LiCoO_2$ وتتحرَّكُ أيوناتُ الليثيوم Li^+ عبرَ المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خليّة الجرافيت؛ حيث تُختزَل.

تستمدُّ بطّاريّة أيون الليثيوم ميزاتِها من أنَّ لليثيوم أقلَّ جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مختزل، وكذلك فإنه أخفُّ عنصر فِلزّي؛ حيث إنَّ 6.941 g منه (كتلته الموليّة) كافيةٌ لإنتاج 1 مول منَ الإلكترونات؛ أي أنَّ البطّاريّة خفيفة الوزن، وكثافة طاقتها عالية، ويمكن إعادة شحنها مئات المرّات.



خلايا الوقود

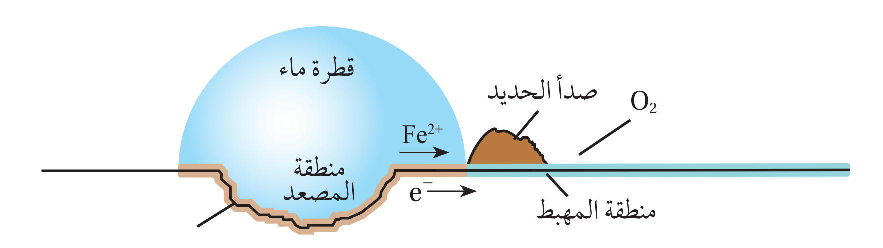
هي خلايا جلفانيّةٌ تنتج الطاقة الكهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين وفق المعادلة الآتية: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$، وتتميز عن البطاريات بأنها لا تنضب ولا تحتاج إلى شحن، وقد استخدمت هذه الخلايا في تزويد المركبات الفضائية بالطاقة، وتستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي، وتستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.



تآكلُ الفِلزّات Corrosion of Metals

يُعَرَّفُ **تآكلُ الفِلزّات Corrosion of Metals** بأنه تفاعلُها معَ الهواء الجوي والموادِّ في البيئة المحيطة، فتفقدُ العديدَ من خصائصها وتتحوَّلُ إلى موادَّ جديدةٍ أكثرَ ثباتًا كيميائيًّا، كأكاسيد الفِلزّات وهيدروكسيداتها وكبريتيداتها وكربوناتها. ولهذه العمليّة أضرارٌ اقتصاديّة كبيرة؛ فمثلًا يتآكلُ الحديدُ بفعل الهواء الجوي الرطب وينتج صدأ الحديد الصُّلب الهش، الذي يحتاجُ تعويضُ خسائره إلى خمس كميّة الحديد المُستخرَج سنويًّا.

يُصنَعُ منَ الحديد الهياكلُ الرئيسة للجسور والمباني والسيارات؛ لذلك فإنَّ منع تآكله يُعَدُّ أمرًا بالغ الأهميّة، ولتحقيق ذلك لا بُدَّ أوَّلًا من معرفة آليّة تآكل الحديد؛ فالحديد يتآكلُ بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معًا؛ إذ يتأكسدُ الحديدُ عند تَكَشُّفِ سطحه بفعل شقٍّ أو كشطٍ أو كسرٍ إلى أيونات الحديد Fe^{2+}، فيصبحُ هذا الجزءُ مِصعدَ الخليّة، وتتحرَّكُ الإلكتروناتُ الناتجة عن تأكسده من منطقة الحديد المُغَطّاه بقطرة الماء إلى حافتها حيثُ يوجدُ



الشكلُ (12): خليّة تآكل الحديد الخلفانيّة.

الهواءُ والقليلُ منَ الماء، وهناك يُختزَلُ أكسجينُ الهواء مكوِّنًا أيوناتِ الهيدروكسيد OH^-، وتمثلُ هذه المنطقةُ مِهبط الخليّة، كما يوضِّحُ الشكل (12).

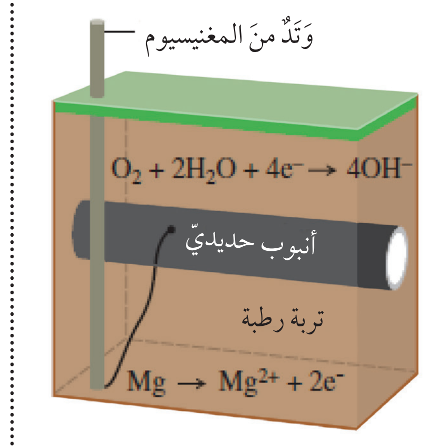
تتحرَّكُ أيوناتُ الحديد Fe^{2+} من مركز القطرة باتجاه حافتها، وتتحرَّكُ أيوناتُ الهيدروكسيد OH^- بالاتجاه المعاكس، وتتفاعلان عند التقائهما وينتج هيدروكسيد الحديد II $Fe(OH)_2$، الذي سرعان ما يتأكسدُ مكوِّنًا الصَّدأ، حَسَبَ المعادلة الكيميائيّة الآتية:

$$4Fe(OH)_{2(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_3 . H_2O_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

وصدأ الحديد مادّةٌ صُلبةٌ هَشَّةٌ بُنيّةِ اللون تتكوَّنُ على الأشياء الحديديّة وتتقشَّرُ بسهولة مُعَرِّضَةً سطحَ الحديد أسفلَ منها لمزيد منَ التآكل.

وَتُستعمَلُ طرائقُ عِدَّةٌ لحماية الحديد منَ التآكل، منها طريقةُ **الحماية المِهبطيّة Cathodic Protection**، التي تُستخدَمُ لحماية خطوط الأنابيب الحديديّة المدفونة في الأرض (الغاز أو النِّفط) وأجسام السُّفن، وتعتمدُ هذه الطريقة على تشكيل خليّة جلفانيّة يكونُ فيها الحديدُ المِهبط، وأحدُ الفِلزّات النَّشِطة (مغنيسيوم، خارصين) المِصعد، أمّا التربةُ الرطبةُ أو مياهُ البحر فتمثلُ المحلولَ الإلكتروليتي.

فمثلًا، إذا وُصِلَت الأنابيبُ الحديديّة بأوتاد منَ المغنيسيوم، أنظرُ الشكل (13)، فَسَألاحِظُ تأكسدَ المغنيسيوم (المِصعد) وانتقالَ الإلكترونات عبرَ السلك المعزول إلى الأنبوب الفولاذي (المِهبط)، فَتُختزَلُ جُزيئاتُ الأكسجين، وبذلك يتأكسد المغنيسيوم ويحمي الحديدَ منَ التآكل. أمّا في السُّفن، فَتُوصَلُ أقطابٌ منَ المغنيسيوم بهيكل السفينة لتجري حمايتُها بالطريقة السابقة نفسِها، وَتُستَبْدَلُ أقطاب المغنيسيوم المتآكلة بأقطابٌ أخرى بشكل دوري.



الشكلُ (13): الحماية المِهبطيّة للحديد.

أفكِّر: أُفَسِّرُ استخدامَ المغنيسيوم أو الخارصين في الحماية المِهبطيّة للحديد.

أتحقَّق:

1- أكتبُ معادلة التفاعل الكُلي الذي يحدثُ في بطّاريّة الرصاص الحِمضية خلالَ شحنها.

2- أُفَسِّر: يُعَدُّ تآكلُ الحديد خليّةً جلفانيّة.

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرةُ الرئيسة**: كيف تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية؟

2- **أُوَضِّحُ** المقصودَ بكلٍّ من: • القنطرة الملحيّة. • جهد الاختزال المعياري.

3- خليّة جلفانيّة يحدثُ فيها التفاعل الآتي:

$$Co_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

أ . أُحَدِّدُ فيها المِصعدَ والمِهبط.

ب. أكتبُ نصفي تفاعل التأكسدِ والاختزال.

جـ. **أحسبُ** جهد الخلية المعياري، وأكتبُ تعبيرًا رمزيًّا للخليّة الجلفانيّة.

د . ما التغيُّرُ الذي يحدثُ لكتلة كلا القطبين.

4- نصفا التفاعل الآتيان يشكّلان خليّةً جلفانيّةً في الظروف المعياريّة:

$$I_{2(s)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(aq)} \qquad E° = 0.54\ V$$

$$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)} \qquad E° = -0.44\ V$$

أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية المتعلِّقةِ بهما:

أ . أكتبُ معادلة التفاعل الكُلي في الخليّة.

ب. **أحسبُ** جهدَ الخليّة المعياري.

جـ. ما التغيُّرُ الذي يحدثُ لتركيز أيونات كلٍّ من I^- و Fe^{2+}؟

5- أدرسُ الجدولَ الآتي، الذي يُوَضِّحُ جهدَ الخليّة المعياري لعدد منَ الخلايا الجلفانيّة المكوَّنَةِ منَ الفِلِزّات ذوات الرموز الافتراضية (A,B,C,D,E)، وجميعُها تكونُ أيوناتٍ ثنائيّةً موجبة، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

قطبا الخليّة	المصعد	$E°_{Cell}$ (v)
D–B	D	1.3
E–B	E	1.5
C–E	C	0.4
A–B	B	0.3

أ . أُحَدِّدُ الفِلِزَّ الذي له أعلى جهد اختزال معياري: D أم C.

ب. أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

جـ. **أتنبَّأ**. هل يمكنُ تحريكُ محلول نترات E بِملعقة من A؟ أفسر إجابتي.

د . أُحَدِّدُ اتّجاه حركة الإلكترونات عبرَ الأسلاك في الخليّة الجلفانيّة المكوَّنة من نصف خليّة $E^{2+}|E$ ونصف خليّة $D^{2+}|D$.

هـ . **أحسبُ** جهدَ الخليّة المعياري للخليّة الجلفانيّة المكوَّنة من نصف خليّة $C^{2+}|C$ ونصف خليّة $B^{2+}|B$.

6- فلزان أُعطِيا الرموز الافتراضية A و B، قيست جهودُ الاختزال المعياريّة لنصفي تفاعل الاختزال المعياريين المكوِّنين لخليّة جلفانيّة كالآتي:

$$A^{3+} + e^- \rightarrow A^{2+} \qquad E^\circ = 0.77\ V$$

$$B^+ + e^- \rightarrow B \qquad E^\circ = 0.80\ V$$

أ . أكتبُ معادلة كيميائيّة للتفاعل الكُلي في الخليّة الجلفانيّة.

ب. **أحسبُ** E° للتفاعل الكُلي.

جـ. أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المختزل في التفاعل.

7- أدرسُ الجدولَ المجاور الذي يمثلُ جهودَ الاختزال المعياريّة لبعض المواد، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

المادَّة	E° (V)
Co^{2+}	−0.28
Br_2	1.07
Pb^{2+}	−0.13
Ag^+	0.80
Mn^{2+}	−1.18
Cd^{2+}	−0.40

أ . أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد وأقوى عامل مختزل.

ب. **أستنتج**. هل يمكنُ حفظُ البروم Br_2 في وعاء منَ الفضّة؟ أُفَسِّرُ إجابتي.

جـ. **أُقارن**. ما الفِلزّان اللذان يكوِّنان خليّةً جلفانيّة لها أكبرُ جهدِ خليّةٍ معياري؟.

د . **أستنتج** المادَّة التي تستطيعُ أكسدة Cd ولا تؤكسد Pb.

هـ. أُحَدِّدُ القطبَ الذي تزداد كتلتُهُ في الخليّة الجلفانيّة(Cd−Pb).

و . أُحَدِّدُ الفِلزَّ الذي لا يحرِّرُ غازَ الهيدروجين من محلول حِمض HCl المُخَفَّف.

ز . في الخليّة الجلفانيّة التي أُعطِيَت الرَّمزَ الآتي:

$$Sc_{(s)}|Sc^{3+}_{(aq)} \,||\, Co^{2+}_{(aq)}|Co_{(s)}$$

إذا عَلِمتُ أنَّ جهدَ الخليّة المعياري $E^\circ_{cell} = 1.8\ V$،فَأُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ . أُحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبرَ الأسلاك في الخليّة.

ب. **أحسبُ** جهدَ الاختزال المعياري لقطب السكانديوم Sc.

جـ. أكتبُ معادلة التفاعل الكُلي في الخليّة.

◀ **الفكرةُ الرئيسة :**

تُستخدَمُ الطاقةُ الكهربائيّة لإحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي في خلايا التحليل الكهربائي.

◀ **نتاجاتُ التعلُّم :**

- أُحَدِّدُ مكوّنات خليّة التحليل الكهربائي ومبدأ عملها.
- أتنبَّأُ بنواتج التحليل الكهربائي لمصاهير المركَّبات الأيونيّة ومحاليلها.
- أُجري تجاربَ للتحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركَّبات الأيونيّة.
- أتوصَّلُ إلى تطبيقات خلايا التحليل الكهربائي في الصناعة.

◀ **المفاهيمُ والمصطلحات :**

خلايا التحليل الكهربائي Electrolysis Cells

التحليل الكهربائي Electrolysis

التحليل الكهربائي Electrolysis

تنتج الخلايا الجلفانيّةُ تيارًا كهربائيًّا بسبب حدوث تفاعل تأكسد واختزال تلقائي فيها، وَيُستفادُ منها كمصدر للطاقة في تشغيل العديد منَ الأجهزة الكهربائيّة، بينما هناك تفاعلاتُ تأكسد واختزال لا تحدث بشكل تلقائي، ويتطلَّبُ حدوثُها تزويدَها بطاقة كهربائيّة من مصدر خارجي، عندها تُسَمّى الخليّةُ المستخدمةُ **خليّةَ تحليل كهربائي Electrolysis Cell**، وَتُسَمّى عمليّةُ إمرار تيار كهربائي في مصهور أو محلول مادَّةٍ كهرليّة؛ ممّا يؤدّي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال، **عمليّةَ التحليل الكهربائي Electrolysis**، ويكون جهد هذه الخليّة سالبًا. ولعمليّة التحليل الكهربائي أهميّةٌ كبيرة؛ فمن خلالها تُشحَنُ البطّاريات، وَتُستعمَلُ في استخلاص العديد منَ الفِلِزّات النشطة من مصاهيرها، كالصوديوم والألمنيوم، وَتُستخدَمُ في تنقية الفِلِزّات والطِّلاء الكهربائي لبعضها، سواء لحمايتها منَ التآكل أو لإكسابها مظهرًا جميلًا، كما في الشكل (14). فَمِمَّ تتكوَّنُ خليّة التحليل الكهربائي؟ وما آليّةُ عملها؟ وهل تختلفُ نواتج التحليل الكهربائي لمصهور المادَّة عن محلولها؟ هذا ما سيجري تَعَرُّفُهُ في هذا الدرس.

التحليل الكهربائي لمصهور مادّة كهرليّة
Electrolysis of Molten Eelectrolyte

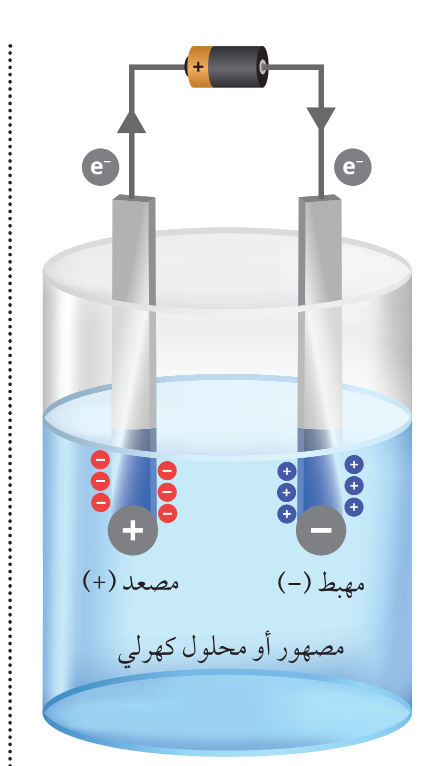
تتكوَّنُ خليّةُ التحليل الكهربائي من وعاء يحتوي على مصهور مادَّة أيونيّة، وأقطاب خاملة منَ الجرافيت أو البلاتين، وبطّاريّة وأسلاك توصيل؛ حيث يُوصَلُ أحدُ الأقطاب بقطب البطّاريّة السالب، وَيُسَمّى المِهبط، بينما



الشكلُ (14): مظهر جميل لكؤوس وأواني ناتج عن طلائها كهربائيًّا.

يَتَّصِلُ القطبُ الآخر بقطبها الموجب، وَيُسَمّى المِصعد، كما في الشكل (15).

يحتوي مصهورُ المادَّة الأيونيّة على أيونات موجبة وسالبة، وعند إمرار تيار كهربائي فيه تتحرَّكُ الأيوناتُ باتجاه الأقطاب المخالفة لها في الشحنة؛ حيث تتحرَّكُ الأيوناتُ الموجبة باتجاه القطب السالب (المِهبط) وتُختزَل، أمّا الأيوناتُ السالبة فتتحرَّكُ باتجاه القطب الموجب (المِصعد) وتتأكسد، ومن ثَمَّ فإنَّ التفاعل الذي يحدث في الخليّة غير تلقائي؛ لِذا يجب أن يكون جهدُ البطّاريّة المُستخدَمَةِ لإحداثه أكبرَ من جهد الخليّة.



الشكلُ (15): مكوِّنات خليّة التحليل الكهربائي.

التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

يحتوي مصهورُ NaCl على أيونات Na^+ و Cl^-، ويبيِّنُ الشكلُ (16) خليّة التحليل الكهربائي لمصهور NaCl؛ حيث يُلاحظُ أنه عند إغلاق الدارة الكهربائيّة ومرور تيّار كهربائي عبرَ الأسلاك تتحرَّكُ أيوناتُ الصوديوم Na^+ باتجاه المِهبط، وتحدث لها عمليّة اختزال، وتتكوَّنُ ذرّاتُ الصوديوم، كما في المعادلة الآتية:

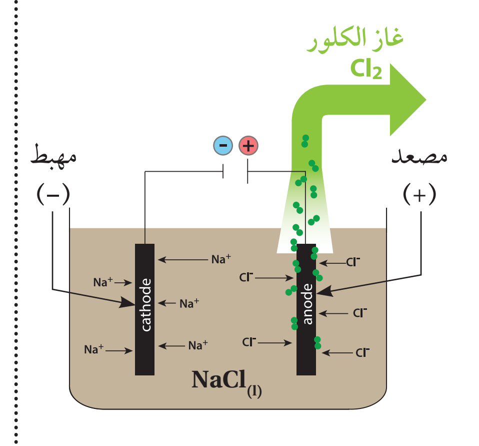
نصف تفاعل الاختزال / مِهبط: $Na^+_{(l)} + e^- \rightarrow Na_{(l)}$

أمّا أيوناتُ الكلوريد Cl^- فتتحرَّكُ باتجاه المِصعد؛ حيث تتأكسد مكوِّنَةً غازَ الكلور، كما في المعادلة الآتية:

نصف تفاعل التأكسد/ مِصعد: $2Cl^-_{(l)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

ولإيجاد التفاعل الكُلي في الخليّة يُجمَعُ نصفُ تفاعل التأكسد ونصفُ تفاعل الاختزال بعد مساواة عدد الإلكترونات المفقودة والمُكتسَبة.

التفاعل الكُلي: $2Na^+_{(l)} + 2Cl^-_{(l)} \rightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}$



الشكلُ (16): التحليل الكهربائي لمصهور NaCl.

ويمكنُ حسابُ جهد الخليّة المعياري بالرُّجوع إلى الجدول (2)، ومعرفة قِيَم جهود الاختزال المعياريّة، كالآتي:

$Na^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Na_{(l)} \qquad E^\circ_{Na} = -2.71\ V$

$Cl_{2(g)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-_{(aq)} \qquad E^\circ_{Cl_2} = 1.36\ V$

ثمَّ أحسبُ جهدَ الخليّة المعياري:

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{Na(cathode)} - E^\circ_{Cl_2(anode)}$

$E^\circ_{cell} = -2.71 - 1.36 = -4.07\ V$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ الخليّة المعياري للتفاعل سالب؛ ما يعني أنَّ التفاعلَ غيرُ تلقائي، وأنه يحدثُ بسبب تزويد الخليّة بفرق جهد كهربائي منَ البطّاريّة يزيد على جهد الخليّة المعياري؛ أي أكبر من (4.07 V). وَتُستخدَمُ عمليَّةُ تحليل مصهور NaCl كهربائيًّا لاستخلاص الصوديوم صناعيًّا، كما تُستخلَصُ معظمُ الفِلزّات النشطة، كالليثيوم والبوتاسيوم غالبًا، من مصاهير كلوريداتها بتحليلها كهربائيًّا.

أتحقّق:

أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية المتعلّقة بالتحليل الكهربائي لمصهور $CaBr_2$.

1- أكتبُ نصفَ تفاعل التأكسد ونصفَ تفاعل الاختزال في خليّة التحليل الكهربائي.

2- أستنتجُ نواتجَ التحليل الكهربائي للمصهور.

3- أتوقعُ جهدَ البطّاريّة اللازمَ لإحداث تفاعل التحليل الكهربائي للمصهور.

التحليلُ الكهربائي لمحلول مادّة كهرليّة

Electrolysis of an Electrolyte Solution

يحتوي المحلولُ المائي للمادّة الأيونيّة على الأيونات الموجبة والسالبة الناتجة عن تفكُّكها وعلى جُزيئات الماء؛ لذلك عند تحليل محلول مائي لمركَّب أيوني كهربائيًّا يُؤخَذُ بالحسبان حدوثُ تأكسدٍ للأيونات السالبة في المحلول أو لجُزيئات الماء، وكذلك يمكن أن يحدث اختزالٌ للأيونات الموجبة أو لجُزيئات الماء في المحلول؛ لذلك قد تختلف نواتجُ عمليّة التحليل الكهربائي لمصهور مركَّب أيوني عنها لمحلوله، فكيف يُتَنَبَّأُ بنواتج التحليل الكهربائي لمحاليل المركَّبات الأيونية؟

التحليلُ الكهربائي لمحلول يوديد البوتاسيوم KI

يتفكَّكُ يوديد البوتاسيوم في الماء، حَسَبَ المعادلة:

$$KI_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$$

وعند تحليل محلول KI كهربائيًّا يُحتَمَلُ اختزالُ أيونات K^+ أو جُزيئات الماء عند المِهبط.

وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكل منَ البوتاسيوم والماء:

$$K^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons K_{(s)} \qquad E^\circ_K = -2.89\ V$$

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \quad E^\circ_{H_2O} = -0.83\ V$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ اختزال الماء أعلى من جهد اختزال البوتاسيوم؛ أي أنَّ الماء أسهلُ اختزالًا من أيونات البوتاسيوم K^+؛ لذلك يُختزَلُ الماءُ، حَسَبَ المعادلة:

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$$

أمّا عند المِصعد فيُحتَمَلُ تأكسدُ أيونات اليوديد I^- أو جُزيئات الماء. وبالرُّجوع إلى الجدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} \qquad E^\circ = 1.23\ V$$

$$I_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)} \qquad E^\circ = 0.54\ V$$

ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثلُ في المعادلة الثانية تأكسد أيون اليوديد I^-، وبمعرفة أن جهدَ التأكسد المعياريّ = $(-E^\circ_{reduction})$ لنصف التفاعل، ومقارنة جهود التأكسد لكل منها أجد أنَّ جهدَ تأكسد الماء يساوي $(-1.23\ V)$، أما جهدَ تأكسد اليود فيساوي$(-0.54\ V)$ أي أنَّ جهدَ تأكسد اليود أعلى من جهد تأكسد الماء؛ وبالتالي فإنَّه أسهلُ تأكسدًا منَ الماء؛ لِذا تتأكسدُ أيوناتُ اليوديد I^- وينتجُ اليود I_2 عند المِصعد.

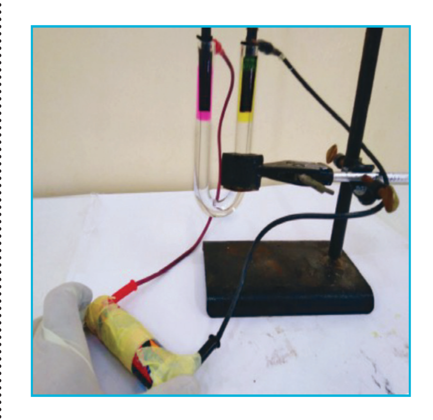
نصف تفاعل التأكسد: $2I^-_{(aq)} \rightarrow I_{2(s)} + 2e^-$

أمّا التفاعلُ الكُلي، فهو مجموعُ نصفَي تفاعل التأكسد والاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$

التفاعل الكيميائي الكُلي: $2H_2O_{(l)} + 2I^-_{(aq)} \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} + I_{2(aq)}$

ويتفقُ ذلك معَ النتائج العمليّة لتحليل محلول KI كهربائيًا؛ إذ يُلاحظُ تَكَوُّنُ اليود عند المِصعد وتصاعدُ غاز الهيدروجين عند المِهبط وَتَكَوُّنُ محلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH، أنظرُ الشكل (17).



الشكلُ (17): التحليل الكهربائي لمحلول KI.

ويمكنُ حسابُ جهد الخليّة المعياري كالآتي:

$$E°_{cell} = E°_{H_2O(cathode)} - E°_{I_2(anode)}$$

$$E°_{cell} = -0.83 - 0.54 = -1.37\ V$$

أمّا جهدُ البطّاريّة اللازم لإحداث التفاعل، فيزيد على (1.37 V).

التحليلُ الكهربائي لمحلول بروميد النحاس $CuBr_2$

يتفكّكُ بروميد النحاس في الماء، حَسَبَ المعادلة:

$$CuBr_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)}$$

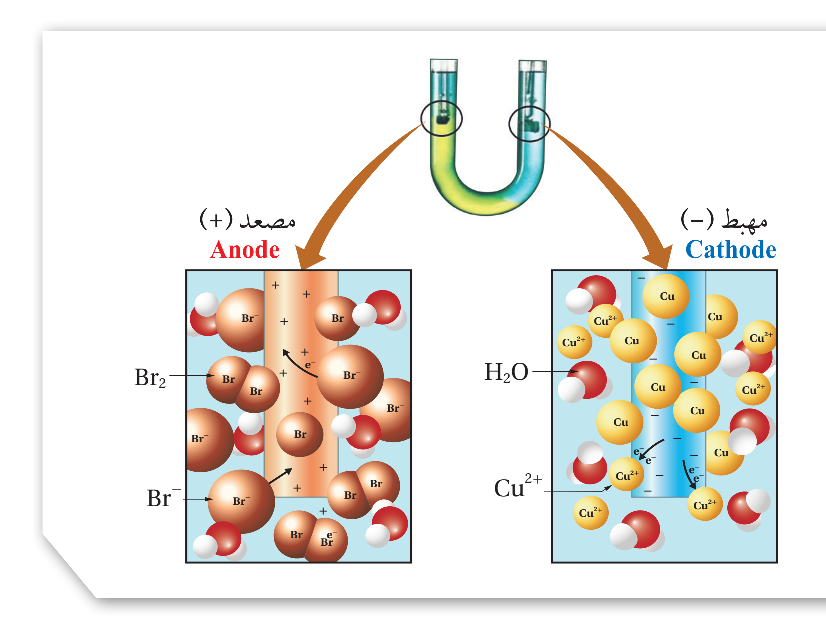
وعند تحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا يُحتَمَلُ اختزالُ أيونات Cu^{2+} أو جُزيئات الماء عند المِهبط.

وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منَ النحاس والماء:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $E° = 0.34\ V$

$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$ $E° = -0.83\ V$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ اختزال النحاس أعلى منه للماء؛ لذلك تكونُ أيوناتُ النحاس Cu^{2+} أسهلَ اختزالًا عند المِهبط؛ حيث يُلاحظ تَكَوُّنُ النحاس، أنظرُ الشكل (18).



الشكلُ (18): تحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا.

أمّا عند المِصعد فَيُحتَمَلُ تأكسدُ أيونات البروميد Br^- أو جُزيئات الماء.

وبالرُّجوع إلى جدول (2) وكتابة أنصاف تفاعلات الاختزال المطلوبة وجهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} \qquad E^\circ = 1.23\ V$$

$$Br_{2(l)} + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-_{(aq)} \qquad E^\circ = 1.07\ V$$

ألاحظ أن التفاعل العكسي في المعادلة الأولى يمثل تأكسد الماء، ويمثِّلُ في الثانية تأكسد أيون البروميد Br^-، وعند مقارنة جهود التأكسد لكل من الماء والبروم أجد أنَّ جهدَ تأكسد الماء يساوي (1.23 V−)، أما جهدَ تأكسد البروم فيساوي (1.07 V−)، ألاحظ أنَّ جهدَ تأكسد البروم أعلى منه للماء، ومن ثَمَّ فإنَّ أيونات البروميد Br^- أسهلُ تأكسدًا؛ حيث يُلاحظُ تَكَوُّنُ البروم عند المِصعد حسب المعادلة:

نصف تفاعل التأكسد: $2Br^-_{(aq)} \rightarrow Br_{2(l)} + 2e^-$

أمّا التفاعلُ الكلي، فهو مجموعُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

أمّا التفاعل الكيميائي الكُلي فهو: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)} + Br_{2(l)}$

ويتفقُ ذلك معَ النَّواتج العمليّة لتحليل محلول $CuBr_2$ كهربائيًّا؛ إذ يُلاحظُ تَكَوُّنُ البروم عند المِصعد وتكون النحاس عند المِهبط.

ويمكنُ حسابُ جهد الخليّة المعياري للتفاعل الكُلي كالآتي:

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{Cu(cathode)} - E^\circ_{Br_2(anode)}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.34 - 1.07 = -0.73\ V$$

أي أنَّ جهدَ البطّاريّة اللازم لإحداث التفاعل يزيدُ على (0.73 V).

التحليلُ الكهربائي لمحلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4

تتفكَّكُ كبريتاتُ الصوديوم في الماء، حَسَبَ المعادلة:

$$Na_2SO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} 2Na^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

وعند تحليل محلوله كهربائيًّا يُحتَمَلُ اختِزالُ أيونات الصوديوم Na^+ أو جُزيئات الماء عند المِهبط.

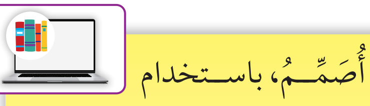
وبالرُّجوع إلى جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منها:

$$Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na_{(s)} \qquad E^\circ = -2.71\ V$$

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)} \qquad E^\circ = -0.83\ V$$

يُلاحظُ أنَّ جهدَ اختزال الماء أعلى منه لأيونات الصوديوم؛ لذلك يكون أسهلَ اختزالًا عند المِهبط؛ حيث يتكوَّنُ غازُ الهيدروجين وأيوناتُ الهيدروكسيد OH^-.

أمّا عند المِصعد، فَيُحتَمَلُ تأكسدُ أيونات الكبريتات SO_4^{2-} أو جُزيئات الماء، وقد لوحظَ عمليًّا تصاعدُ غاز الأكسجين عند المِصعد؛ ما يدلُّ على تأكسد جُزيئات الماء، حَسَبَ المعادلة:



أُصَمِّمُ، باستخدام برنامج صانع الأفلام (Movie Maker)، فلمًا قصيرًا يُوَضِّحُ مفهوم عمليّة التَحليل الكهرُبائي وتحوُّلات الطاقة فيها وعلاقة تفاعُلات التأكسُد والاختزال الحادِثة فيها بجُهود الاختزال، ثمَّ أُشاركُهُ معلّمي/ معلمتي وزملائي/ وزميلاتي.

أُفكِّر: **أفسر:** دور كبريتات الصوديوم في عملية التحليل الكهربائي للماء.

نصف تفاعل التأكسد: $2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$

أمّا التفاعلُ الكيميائي الكلي، فمجموع نُصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال، وهو: $2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

أي أنَّ ما حدث عند تحليل محلول كبريتات الصوديوم كهربائيًّا هو تحليل الماء كهربائيًّا؛ حيث تأكسدت جُزيئاتُ الماء واختُزِلَت مُكَوِّنَةً غازي الأكسجين والهيدروجين.

يُلاحظُ من دراسة الأمثلة السابقة لتحليل محاليل المركَّبات الأيونيّة كهربائيًّا أنَّ الأيونات الموجبة وجُزيئات الماء يُحتَمَلُ أن تُختزَلَ عند المِهبط، وأنَّ الأيونات السالبة وجُزيئات الماء يُحتَملُ أن تتأكسدَ عند المِصعد، وأنَّ التفاعلَ الذي يحدثُ يعتمدُ بشكل عام على جهود الاختزال المعياريّة لكلٍّ منهما، كما أنَّ سلوك أيون معيَّن هو نفسُه خلالَ عمليّة التحليل الكهربائي بغضِّ النظر عن مصدره، وأنَّ هناك بعض الأيونات متعدِّدة الذرّات، مثل (NO_3^- ،SO_4^{2-})، لا تتأثرُ عند تحليل محاليلها كهربائيًّا.

أتحقَّق: أكتبُ تفاعلي المِصعد والمِهبط اللذين يحدثان عند تحليل محلول $NiBr_2$ كهربائيًّا باستخدام أقطاب منَ الجرافيت.

التطبيقاتُ العمليّة للتحليل الكهربائي Application of Electrolysis

تعملُ خلايا التحليل الكهربائي على تحويل الطاقة الكهربائيّة إلى طاقة كيميائيّة من خلال استخدام تيّار كهربائي يُجبِرُ تفاعلي تأكسد واختزال غير تلقائيين على الحدوث. ولهذه الخلايا تطبيقاتٌ مهمّة في الصناعة، من مثل استخلاص الفِلِزّات النشطة من مصاهير خاماتها، وتنقية الفِلِزّات لاستخدامها في المجالات التي تحتاج إلى فِلِزّات نقيّة بدرجة كبيرة. وَسَتُناقَشُ أمثلةٌ على كلٍّ منها.

أُفكِّر: أُفسِّرُ، مستعينًا بالمعادلات. عند تحليل محلول $CuSO_4$ كهربائيًّا يَتَحوَّلُ تدريجيًّا إلى محلول H_2SO_4.

استخلاصُ الألمنيوم Aluminum Extraction

يُعَدُّ الألمنيوم من أكثر الفِلِزّات انتشارًا في القشرة الأرضيّة، وهو منَ الفِلِزّات النشطة، ويستخلص من خام البوكسيت $Al_2O_3.2H_2O$ بطريقة هول-هيروليت؛ حيث يُعالَجُ الخامُ لتخليصه منَ الشوائب، ثمَّ يُسخَّنُ لتحويله إلى أكسيد الألمنيوم Al_2O_3، وَيُذابُ في مصهور الكريوليت Na_3AlF_6 فَتَنخَفِضُ درجةُ انصهاره نحوَ 1000°C.

وَتُسَمّى خليَّةُ التحليل الكهربائي لمصهور Al_2O_3 خليّةَ هول- هيروليت، وتتكوَّنُ منَ الداخل من طبقة منَ الجرافيت تمثلُ المِهبط، وسلسلةٍ من أقطاب الجرافيت تُغمَسُ في المصهور تمثلُ المِصعد، أنظرُ الشكل (19). وعند إجراء عمليّة التحليل

الشكلُ (19): تحليل مصهور Al_2O_3 كهربائيًّا.

الكهربائي يحدثُ اختزالٌ لأيونات الألمنيوم عند المِهبط، ويتكوَّنُ الألمنيوم الذي يتجمَّعُ أسفلَ الخليّة؛ حيث يُسحَبُ من مَخرج خاصّ.

معادلة تفاعل المِهبط/ اختزال: $Al^{3+}_{(l)} + 3e^- \rightarrow Al_{(l)}$

أمّا عند المِصعد، فتتأكسدُ أيوناتُ الأكسجين O^{2-} مُكَوِّنَةً غازَ الأكسجين، حَسَبَ المعادلة:

معادلة تفاعل المِصعد/ التأكسد: $2O^{2-}_{(l)} \rightarrow O_{2(g)} + 4e^-$

ويتفاعلُ الأكسجينُ الناتج معَ أقطاب الجرافيت مُكَوِّنًا ثاني أكسيد الكربون، حَسبَ المعادلة: $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$

ممّا يؤدي إلى تآكلها، فيجري تغييرُها بشكل دوري.

ويمكنُ تلخيصُ التفاعل الكُلي، الذي يحدثُ في الخليّة، بالمعادلة الآتية:

$2Al_2O_{3(l)} + 3C_{(s)} \rightarrow 4Al_{(l)} + 3CO_{2(g)}$

ونظرًا إلى أنَّ عمليّة استخلاص الألمنيوم تَستَهلِكُ كميّاتٍ هائلةً منَ الطاقة، تُقام مصانعُ إنتاجه قريبًا من محطّات الطاقة الكهربائيّة لتوفير كُلفة نقل الطاقة، كما يُرَكَّزُ بشكل كبير على عمليّة إعادة تدويره؛ إذ تبلغُ كميّةُ الطاقة اللازمة لإعادة التدوير نحوَ 5% منَ الطاقة اللازمة لاستخلاصه من خام البوكسيت.

تنقيةُ الفِلزّات Purification of Metals

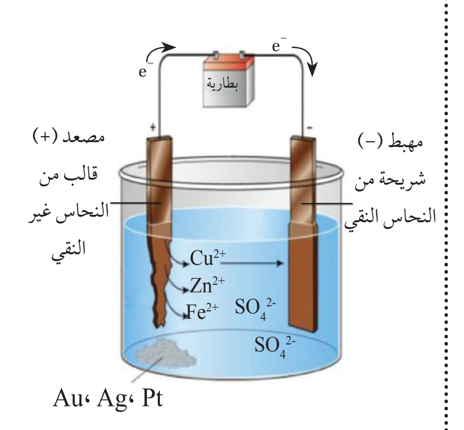
تحتاج بعضُ استخدامات الفِلزّات إلى أن تكون نقيّةً تمامًا. فمثلًا، يجب أن يكون النحاسُ المُستخدَمُ في التمديدات الكهربائيّة نقيًّا؛ لِذا تُستخدَمُ عمليّةُ التحليل الكهربائي في تنقية الفِلزّات، مثل النحاس، بعد عمليات استخلاصه من خاماته؛ إذ يحتوي على شوائبَ، مثل الخارصين والحديد والذهب والفضّة والبلاتين. وحتى تتم تنقيته ، يُشَكَّلُ النُّحاس غيرُ النَّقي على شكل قوالبَ تمثلُ المِصعد في خليّة التحليل الكهربائي، وَيُوصَلُ المِهبطُ بشريحة رقيقة منَ النحاس النقي، ثمَّ يُغمَرانِ في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$.

وعند تمرير تيّار كهربائي في الخليّة تحدثُ التفاعلات الآتية:

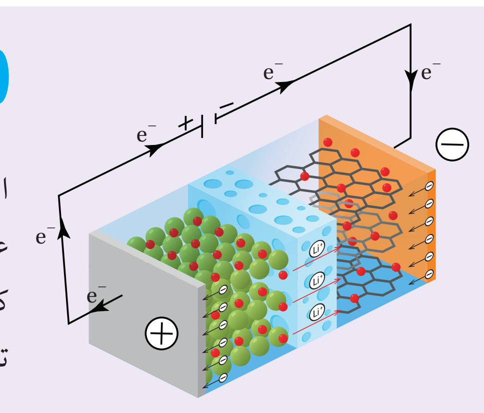
تفاعل المِصعد/ تأكسد: $Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

تفاعل المِهبط/ اختزال: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

ومعَ استمرار تأكسد النحاس واختزاله تنتقلُ ذرّاتُهُ من المِصعد إلى المِهبط، أنظرُ الشكلُ (20)، وتتأكسد ذرّات الفِلزّات (الشوائب) التي لها جهدُ اختزال أقلُّ منَ النحاس، كالخارصين والحديد، مُكَوِّنَةً أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} على الترتيب، وتبقى هذه الأيونات ذائبة في المحلول، أمّا الذهب والفضّة والبلاتين فإنَّ جهدَ اختزالها أعلى منَ جهد الخلية المستخدم؛ لذلك لا تتأكسد ذرّاتُها، وتتجمَّعُ في قاع الخليّة، وتكونُ درجةُ نقاوة النحاس الناتج نحوَ 99.9%



الشكلُ (20): تنقية النحاس بالتحليل الكهربائي.



الربطُ معَ الحياة **شحنُ البطارية**

تَجمَعُ البطّارياتُ القابلةُ لإعادة الشحن بين كيمياء كلٍّ منَ الخلايا الجلفانيّة وخلايا التحليل الكهربائي. فعند استخدام الأجهزة المحتوية عليها، كالهاتف الخلوي أو السيّارة الكهربائيّة، تُحَوَّلُ الطاقةُ الكيميائيّة إلى كهربائيّة؛ أي تعملُ كخليّة جلفانيّة، أما عند شحن البطاريّة فإنها تعملُ كخليّة تحليل كهربائي تُحَوِّلُ الطاقةَ الكهربائيّة، التي تزوَّدُ بها، إلى كيميائيّة؛ حيث ينعكسُ اتجاهُ حركة الإلكترونات فيها، ويحدثُ التفاعلُ العكسيُّ للتفاعل المنتج للتيار الكهربائيِّ في البطاريّة.

أتحقَّق:

1- أُفَسِّر. لا تُختَزَلُ أيوناتُ Fe^{2+} و Zn^{2+}، التي توجد ذرّاتُها على شكل شوائبَ معَ النحاس، خلالَ عمليّة تنقيته بالتحليل الكهربائي.

2- أُفَسِّرُ، مستعينًا بمعادلات كيميائية، استبدالَ أقطاب الجرافيت المُستخدَمَةِ في خليّة هول – هيروليت بشكل دوري.

التجربة 3

التحليلُ الكهربائي لمحاليل بعض المركَّبات الأيونيّة

الموادُّ والأدوات:

أنبوبان زجاجيان على شكل حرف U، أقطاب جرافيت عدد (4)، كاشف الفينولفثالين، أسلاك توصيل، بطّاريّة (3 V) عدد (2)، حامل وماسك فِلزّي 100 mL، من محلول يوديد البوتاسيوم KI بتركيز 0.5 M ، 100 mL من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ بتركيز 0.5 M .

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقية والقفازات.
- أتعاملُ معَ الموادِّ الكيميائيّة بحذر.

خطواتُ العمل:

1- **أُجَرِّب.** أُثَبِّتُ أنبوبًا زجاجيًّا على شكل حرف U على الحامل الفِلزّي باستخدام الماسك، كما في الشكل.

2- أملأُ الأنبوبَ الزجاجي بمحلول يوديد البوتاسيوم، بحيث يبقى ما يقارب 1 cm فارغًا من كلِّ طرف، ثمَّ أُضيفُ إليه 3 نقاط من كاشف الفينولفثالين.

3- **أُطَبِّق.** أَصِلُ قطبي الجرافيت بأسلاك توصيل، ثمَّ أضعُها في الأنبوب الزجاجي بحيث يكونُ كلٌّ منهما في أحد طرفي الأنبوب، كما في الشكل.

4- **أُلاحظ.** أَصِلُ أسلاك التوصيل بقطبي البطّاريّة وأتركُهالمدّة 15 min، وَأُلاحظُ التغيُّرات التي تحدث في المحلول، ثم أفصلُ التيارَ الكهربائي، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.

5- **أُجَرِّب.** أُكَرِّرُ الخطوات من 1–4 باستخدام محلول كبريتات النحاس، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي في جدول البيانات.

6- **أُنَظِّمُ البيانات.** أُسَجِّلُ بياناتي في الجدول الآتي:

التغيُّر ومكان حدوثه / المحلول	المِصعد		المِهبط	
	تغيُّر اللون	تصاعد غاز	تغيُّر اللون	تصاعد غاز
يوديد البوتاسيوم $KI_{(aq)}$				

التحليلُ والاستنتاج:

1- **أَصِفُ** التغيُّراتِ التي حدثت عند تحليل محلول كلٍّ من يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائيًّا عند كلٍّ منَ المِصعد والمِهبط.

2- ما نواتجُ تحليل كلٍّ من محلول يوديد البوتاسيوم وكبريتات النحاس كهربائيًّا؟

4- أكتبُ معادلة كيميائيّة تمثلُ التفاعلَ الذي حدث عند المِصعد لكلِّ محلول.

5- أكتبُ معادلة كيميائيّة تمثلُ التفاعلَ الذي حدث عند المِهبط لكلِّ محلول.

6- **أستنتجُ** نواتجَ التحليل الكهربائي لمحلول CuI_2.

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرةُ الرئيسة:**

أُوَضِّحُ مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي.

2- **أُفَسِّر:**

أ . لا يمكنُ تحضيرُ غاز الفلور بالتحليل الكهربائي لمحلول NaF.

ب. تكون الكُلفة الاقتصاديّة لإعادة تدوير الألمنيوم أقلَّ من كلفة استخراجه من خام البوكسيت.

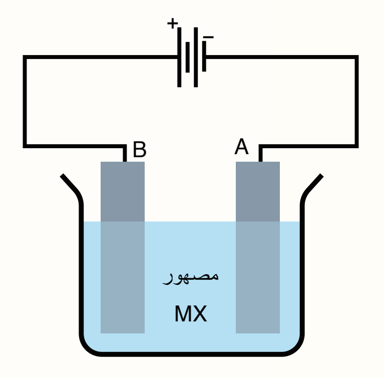
3- **أتوقع**. بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أتوقعُ نواتجَ التحليل الكهربائي لمحاليل الأملاح الآتية:

أ . يوديد المغنيسيوم MgI_2.

ب. نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$.

جـ. كبريتات الكوبلت $CoSO_4$.

4- أدرسُ الشكلَ المجاور، الذي يمثلُ خليّة تحليل كهربائي لمصهور المركّب الأيوني MX باستخدام أقطاب منَ الجرافيت أُعطِيَتِ الرموز A و B ، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:



أ . أُحَدِّدُ المِصعد والمِهبط في الخليّة.

ب. أُحَدِّدُ اتجاه حركة الإلكترونات عبر الأسلاك، واتجاه حركة الأيونات الموجبة والسالبة داخلَ المحلول باستخدام الأسهم.

جـ. أُحَدِّدُ القطبَ الذي تحدثُ عنده عمليّةُ التأكسد.

د . أُحَدِّدُ القطبَ الذي تتكوَّنُ عنده ذرّاتُ العنصر M.

5- يُرادُ تنقيةُ قوالبَ منَ النيكل باستخدام عمليّة التحليل الكهربائي:

أ . ما القطبُ الذي يجب أن تمثِّلَهُ القوالبُ غيرُ النقيّة؟

ب. ما المادَّةُ المُستخدَمَةُ في القطب الآخر؟

جـ. **أقترحُ** محلولًا يمكن استخدامُهُ في هذه الخليّة.

الإثراءُ والتوسُّعُ

إعادةُ تدوير البطّاريات
Recycling Batteries

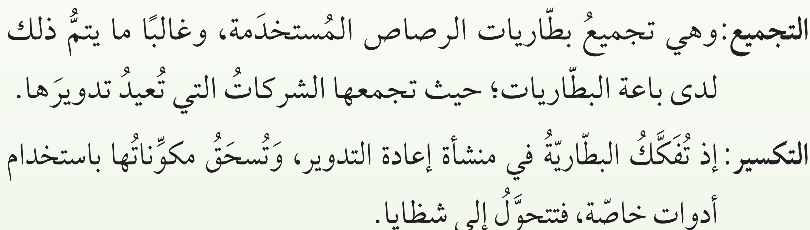
تُستخدَمُ البطّارياتُ لتزويد أجهزة مختلفة بالطاقة، تشملُ السياراتِ والهواتفَ وأجهزةَ الحاسوب وغيرَها، وعندما تنفدُ البطّاريّة أو تتلفُ تُرمى (يُستغنى عنها)، ويؤدّي ذلك إلى تراكم كميّات كبيرة منَ النُّفايات الخطرة؛ إذ تحتوي البطّارياتُ على موادَّ كيميائيّةٍ سامة وفلِزّات ثقيلة، ينتجُ عن تراكمها ودفنها مخاطرُ بيئيّة؛ فقد تسبِّبُ تلوُّثَ المياه والتربة، ومن هنا جاءت فكرةُ إعادة تدوير البطّاريات.

تدويرُ البطّاريات يعني معالجةَ نفاياتها بهدف التقليل منها بِوَصفِها نفايات صُلبة، وإعادة استخدام مكوِّناتها مرّةً أخرى.

إعادةُ تدوير بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة

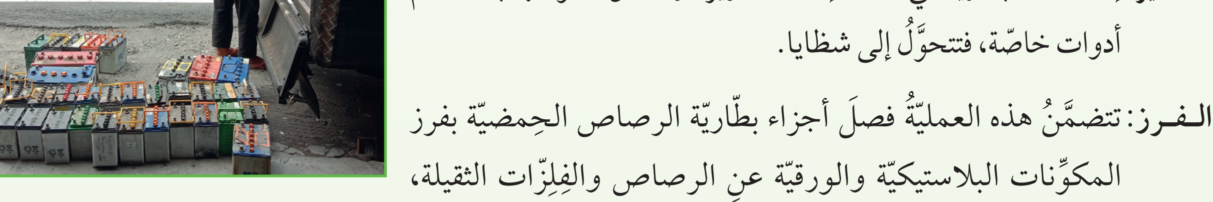
تُعَدُّ بطّاريات الرصاص الحِمضيّة من أقدم أنواع البطّاريات القابلة لإعادة الشحن في العالَم، ولإعادة تدويرها أهميّةٌ كبيرة في صناعة الرصاص في الوقت الحاضر؛ حيث يمثلُ الرصاصُ المُعاد استخدامُهُ نحوَ 47% من إجمالي الرصاص المُستخدَم عالميًّا.

وتشملُ عمليّةُ إعادة تدوير بطّاريات الرصاص الحِمضيّة المُستخدَمة عدَّةَ مراحل، هي:



التجميع: وهي تجميعُ بطّاريات الرصاص المُستخدَمة، وغالبًا ما يتمُّ ذلك لدى باعة البطّاريات؛ حيث تجمعها الشركاتُ التي تُعيدُ تدويرَها.

التكسير: إذ تُفكَّكُ البطّاريّةُ في منشأة إعادة التدوير، وَتُسحَقُ مكوِّناتُها باستخدام أدوات خاصّة، فتتحوَّلُ إلى شظايا.



الفرز: تتضمَّنُ هذه العمليّةُ فصلَ أجزاء بطّاريّة الرصاص الحِمضيّة بفرز المكوِّنات البلاستيكيّة والورقيّة عنِ الرصاص والفلِزّات الثقيلة، وسحب السائل الموجود فيها، يلي ذلك بدءُ كلِّ مادّة برحلة تدوير خاصّة بها؛ إذ تُغسَلُ القطعُ البلاستيكيّة وَتُجَفَّفُ ثمَّ تُرسَلُ إلى وحدة تدوير البلاستيك؛ حيث تُصهَرُ وَتُشَكَّلُ آليًّا على شكل كُرات من مادّة البولي بروبلين، وتُستخدَمُ مرّةً أخرى لإنتاج صناديق بطّاريات الرصاص الحِمضيّة، ويمكنُ استخدامُها في صناعة منتجات أخرى. أمّا ألواحُ الرصاصِ وأكسيدُهُ ومركّباتُهُ الأخرى فَتُصهَرُ معًا في أفران الصَّهر، ثمَّ تُصَبُّ في قوالبَ وَتُزالُ من على سطح مصهور الرصاص الشوائبُ المعروفةُ باسم الخَبَث، وَتُترَكُ السبائكُ لتبردَ وتتصلَّب، ثمَّ تُرسَلُ إلى الشركات المُصَنِّعَةِ للبطّاريات؛ حيث تُستَخدَمُ في إنتاج ألواح جديدة منَ الرصاص وأكسيد الرصاص.

أمّا حِمض الكبريتيك، وهو المُكَوِّنُ السائلُ في البطّاريّة، فيجري التعاملُ مَعَهُ بطريقتين، أولاهما: مفاعلة الحِمض معَ مركَّب كيميائي قاعدي، فينتج ملح وماء، ثمَّ يجري تجميعُ المياه الناتجة ومعالجتُها والتأكُّد من مطابقتها لمواصفات المياه والتخلّصُ منها في شبكة الصرف الصحي، أمّا الطريقة الثانيةُ فيجري فيها تحويلُ الحِمض إلى كبريتات الصوديوم Na_2SO_4، ثمَّ استخدامُهُ في صناعة منظِّفات الغسيل والزجاج والمنسوجات.

مراجعةُ الوحدةِ

1 . **أُقارنُ** بينَ الخليّة الجلفانيّة وخليّة التحليل الكهربائي، من حيثُ:

أ - تحوُّلاتُ الطاقة في كلٍّ منهما.

ب - شحنةُ كلٍّ منَ المِصعد والمِهبط.

جـ- تلقائيّةُ تفاعل التأكسد والاختزال.

د - إشارةُ جهد الخليّة المعياري E°_{cell}.

2 . **أُفَسِّر**:

أ - يُخلَطُ أكسيدُ الألمنيوم Al_2O_3 بالكريوليت خلالَ عمليّة استخلاص الألمنيوم بطريق هول – هيروليت.

ب - تَفقِدُ بطّاريّةُ السيّارة صلاحيّتَها بعد بضع سنوات منَ استخدامها، رغمَ إمكانيّة إعادة شحنها نظريًّا عددًا لا نهائيًّا منَ المرّات.

3 . تمثلُ المعادلةُ الكيميائيّة الآتية تفاعلَ تأكسد واختزال، أدرُسُهُ جيِّدًا، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليه:

$$MnO_4^-{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(aq)} + Cl_{2(g)}$$

أ - أكتبُ نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

ب - أكتبُ معادلة التفاعل الكُلي الموزونة.

جـ- هل يحدث هذا التفاعلُ تلقائيًّا؟ (أستعينُ بجدول جهود الاختزال المعياريّة)

4 . أدرسُ معادلةَ التفاعل الكيميائي، التي تتضمَّنُ رموزًا افتراضيّة للفلز X واللافلز Y وعنصر الهيدروجين، ثمّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

$$2X_{(s)} + 3H_2Y \rightarrow X_2Y_3 + 3H_{2(g)}$$

أ - أحدد التغير في عددَ تأكسد X .

ب - أحدد التغير في عددَ تأكسد Y .

جـ- أُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد.

5 . **أُوازِنُ** معادلات التأكسد والاختزال الآتية بطريقة نصف التفاعل، وَأُحَدِّدُ العاملَ المؤكسد والعاملَ المُختزل:

أ - $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- + MnO_2$ (وسط قاعدي)

ب - $S_2O_3^{2-} + IO_3^- + Cl^- \rightarrow ICl_2^- + SO_4^{2-}$ (وسط حِمضي)

6 . خليّة جلفانيّة مكوَّنة من نصف خليّة الرصاص $Pb^{2+}|Pb$ ونصف خليّة الكروم $Cr^{3+}|Cr$. إذا عَلِمْتُ أنَّ تركيزَ أيونات Cr^{3+} يزدادُ عند تشغيل الخليّة، فَأُجيبُ عمّا يأتي:

أ - أُحَدِّدُ المِصعدَ والمِهبط في الخليّة الجلفانيّة.

ب - **أتوقعُ** التغيُّر على كتلة قطب الرصاص معَ استمرار تشغيل الخليّة.

جـ- أكتبُ معادلة موزونة تمثلُ التفاعلَ الكُلي الذي يحدث في الخليّة.

د - **أحسبُ**، مُستعينًا بجدول جهود الاختزال المعياريّة، جهدَ الخليّة المعياري (E°_{cell}).

7 . يبيّنُ الجدولُ المجاور القِيَمَ المطلقة لجهود الاختزال المعياريّة E° للعناصر (A, B, C, D, M). إذا عَلِمْتُ أنَّ ترتيبَ العناصر حَسَبَ قوّتها كعوامل مختزلة، هو: D>B>M>A>C، وأنه عند وصل القطب M بقطب الهيدروجين المعياري تتحرَّكُ الإلكتروناتُ من M إلى قطب الهيدروجين، فَأُجيبُ -مُستعينًا بالمعلومات السابقة- عنِ الأسئلة الآتية:

نصف تفاعل الاختزال	$\vert E° \vert$ V
$A^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons A_{(s)}$	0.80
$B^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons B_{(s)}$	1.66
$C^{3+}_{(aq)} + 3e^{-} \rightleftharpoons C_{(s)}$	1.5
$D^{+}_{(aq)} + e^{-} \rightleftharpoons D_{(s)}$	2.71
$M^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightleftharpoons M_{(s)}$	0.28

أ - أكتبُ إشارة قِيَم جهود الاختزال المعياريّة E° للعناصر A, B, C, D, M.

ب - **أستنتج**. ما العنصرُ الذي يمكنُ استخدامُ وعاء مصنوع منه لحفظ محلول يحتوي على أيونات A^{+}؟

جـ- **أستنتج**. ما العاملُ المؤكسد الذي يؤكسد D ولا يؤكسد M؟

8 . أدرسُ المعادلاتِ والمعلوماتِ المبيَّنَةَ في الجدول؛ ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

المعادلة	المعلومات
$Ca + Cd^{2+} \rightarrow Ca^{2+} + Cd$	تفاعل تلقائي
$2Br^{-} + Sn^{2+} \rightarrow Br_2 + Sn$	تفاعل غير تلقائي
$Cd + Sn^{2+} \rightarrow Cd^{2+} + Sn$	تفاعل تلقائي

أ - أُحَدِّدُ أقوى عامل مؤكسد.

ب - **أُرَتِّبُ** العواملَ المُختزِلَةَ تصاعديًّا حَسَبَ قوَّتها.

جـ- **أستنتج**. هل تؤكسدُ أيوناتُ الكادميوم Cd^{2+} أيوناتِ البروم Br^{-}؟

د - **أُقارن**. ما العنصران اللذان يكوّنان خليّةً جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

9 . خليّةُ تحليل كهربائي تحتوي على محلول بروميد الليثيوم LiBr. بالرُّجوع إلى جدول جهود الاختزال المعياريّة، أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

أ - أكتبُ معادلة التفاعل الذي يحدثُ عند المِصعد.

ب - **أستنتج**. ما ناتجُ التحليل الكهربائي عند المِهبط؟

جـ- **أحسب**. ما مقدارُ جهد البطّاريّة اللازم لإحداث عمليّة التحليل الكهربائي؟

10. عند استخدام آلة تصوير ذات بطّاريّة قابلة لإعادة الشحن، أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية :

أ. **أُقارن** تحوُّلاتِ الطاقة خلال عمليّتي الاستخدام والشحن.

ب. **أُفَسِّر**. تعملُ هذه البطّاريّةُ كخليّة جلفانيّة وخليّة تحليل كهربائي.

11.أدرسُ المعلوماتِ الآتيةَ المتعلّقَةَ بالفِلزّات ذاتِ الرُّموز الافتراضيّة الآتية: C , Z , B , X , A , Y، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

أ - الفِلزُّ A يختزِلُ أيونات X^{2+} ولا يختزِلُ أيونات Y^{2+}.

ب - عند مفاعلة الفِلزّين X , B مع محلول حِمض الهيدروكلوريك المخفَّف، يتفاعلُ X وينطلقُ غازُ الهيدروجين، أمّا B فلا يتفاعل.

جـ- عند تكوين خليّة جلفانيّة منَ الفِلزّين C و Y، تتحرَّكُ الأيوناتُ السالبة منَ القنطرة الملحيّة باتجاه نصف خليّة C.

د - يمكنُ استخلاصُ الفِلزّ Z من محاليل أملاحه باستخدام الفِلزّ B.

1) **أستنتجُ** اتجاه حركة الإلكترونات في الخليّة المكوَّنةِ منَ القطبين C , X.

2) **أستنتجُ** القطبَ الذي تزداد كتلتُهُ في الخليّة المكوَّنةِ منَ القطبين A , B.

3) **أُقارن**. ما القطبان اللذين يُشَكِّلان خليّة جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

4) **أتنبأُ**. هل يمكنُ تحضيرُ الفِلزّ Z بالتحليل الكهربائي لمحلول ZNO_3؟ أُفسِّر إجابتي.

5) **أستنتج**. هل يتفاعلُ الفِلزُّ A معَ محلول حِمض الهيدروكلوريك وينطلقُ غازُ الهيدروجين؟ أُفسِّر إجابتي.

6) **أتنبأُ**. هل يمكنُ تحريكُ محلول نترات الفِلزّ $Y(NO_3)_2$ بِملعقة منَ الفِلزّ B؟

12. استُخدِمَت أنصافُ الخلايا المعياريّة للفِلزّات ذاتِ الرُّموز الافتراضيّة الآتية: T , R , D , M , L، مع نصف خليّة الفِلزّ E المعياريّة لتكوين خلايا جلفانيّة، وكانت النتائج كما في الجدول الآتي. أدرُسُهُ جيِّدًا، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

الخليّة الجلفانيّة	E°_{cell} V	المِصعد
E-D	0.16	E
E-L	0.78	E
T-E	1.93	T
E-M	0.30	E
R-E	0.32	R

أ - **أُرتِّبُ** الفِلزّاتِ متضمِّنَةً الفِلزَّ E حَسَبَ قوَّتها كعوامل مختزلة.

ب - **أحسبُ** جهدَ الخليّة المعياري E°_{cell} للخليّة المكوَّنَةِ منَ الفِلزّين T,R.

جـ- **أُقارن**. ما الفِلزّان اللذان يُشَكِّلان خليّة جلفانيّة لها أعلى جهد خليّة معياري؟

د - **أستنتج**. هل يمكنُ حفظُ محلول أحد أملاح الفِلزّ D في وعاء منَ الفِلزّ R؟ أُفسِّر إجابتي.

13. **أختارُ الإجابة الصحيحة لكلّ فقرة منَ الفقرات الآتية:**

1 . المادَّةُ التي اختُزِلَت في التفاعل الآتي: $TiO_2 + 2Cl_2 + C \rightarrow TiCl_4 + CO_2$، هي:

أ . C　　ب . Cl_2　　جـ . TiO_2　　د . $TiCl_4$

2 . عددُ تأكسد البورون B في المركَّب $NaBH_4$ يساوي:

أ . +3　　ب . +5　　جـ . −5　　د . −3

3 . إحدى العبارات الآتية صحيحة:

أ . العاملُ المختزَلُ يكتسب إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

ب . العاملُ المؤكسَدُ يفقد إلكترونات في التفاعل الكيميائي.

جـ . تحتوي جميعُ تفاعلات التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل.

د . يحتوي تفاعلُ التأكسد والاختزال على عامل مؤكسد وعامل مختزل فقط.

4 . العبارة الصحيحة في معادلة التفاعل الموزونة الآتية: $IO_3^-{}_{(aq)} + 5I^-{}_{(aq)} + 6H^+{}_{(aq)} \rightarrow 3I_{2(aq)} + 3H_2O_{(l)}$ هي:

أ . عددُ تأكسد اليود في IO_3^- يساوي +7.　　ب . العامل المؤكسد في التفاعل هو I^-.

جـ . يُعَدُّ التفاعلُ تأكسدًا واختزالًا ذاتيًّا.　　د . تأكسدت ذرّات اليود (أو أيوناته) واختُزِلَت في التفاعل.

5 . التفاعل الذي يسلكُ فيه الهيدروجين كعامل مؤكسد هو:

أ . $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ ب . $Cu^{2+} + H_2 \rightarrow Cu + 2H^+$

جـ . $H_2 + 2Na \rightarrow 2NaH$ د . $HCHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3OH$

6 . مقدارَ التغيُّر في عدد تأكسد ذرّة الكربون (C)، عند تحول الأيون $C_2O_4^{2-}$ إلى جزيء CO_2 هي:

أ . 0 ب . 1 جـ . 2 د . 4

7 . أحدُ التغيُّرات الآتية يحتاج إلى عامل مؤكسد:

أ . $PbO_2 \rightarrow Pb^{2+}$ ب . $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr(OH)_4^-$

جـ . $BiO^+ \rightarrow Bi$ د . $H_2O_2 \rightarrow O_2$

8 . أحدُ التفاعلات غير الموزونة الآتية يمثلُ تفاعلَ تأكسد واختزال ذاتي:

أ . $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ ب . $H_2O + NO_2 \rightarrow HNO_3 + NO$

جـ . $MnO_4^- + Mn^{2+} \rightarrow MnO_2$ د . $OF_2 + H_2O \rightarrow O_2 + HF$

9 . عددُ مولات الإلكترونات اللازمة لموازنة نصف التفاعل الآتي في وسط حِمضي:

$FeO_4^{2-} \rightarrow Fe^{3+}$، هو:

أ . 2 ب . 4 جـ . 3 د . 1

10. عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- اللازم إضافتُها إلى طرفي المعادلة لموازنة التفاعل الآتي في وسط قاعدي:

$MnO_4^- + H_2O_2 \rightarrow MnO_2 + O_2$، هو:

أ . $8OH^-$ ب . $6OH^-$ جـ . $4OH^-$ د . $2OH^-$

11. إذا كان التفاعلُ الآتي يحدث في إحدى الخلايا الجلفانيّة $A + B^{2+} \rightarrow A^{2+} + B$، فإن:

أ . القطبَ السالب هو B ب . كتلةَ القطب A تزداد

جـ . تركيزَ أيونات A^{2+} يزداد د . الإلكتروناتِ تتحرَّكُ منَ القطب B إلى القطب A

• يتضمَّنُ الجدولُ المجاور ثلاثَ خلايا جلفانيّة يُشَكِّلُ الفِلِزُّ X أحدَ أقطابها معَ أحدِ الفِلِزّات ذات الرُّموز الافتراضيّة M، N،L ومعلومات عنها. أدرُسْهُ جيِّدًا، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة 12 و 13 و14.

قطبا الخليّة	القطب الذي يُشَكِّلُهُ الفِلِزّ X	E°_{cell} V
M-X	مِهبط	0.78
X-N	مِصعد	0.15
X-L	مِصعد	0.74

12. أُرَتِّبُ الفِلِزّاتِ X, L, N, M حَسَبَ قوَّتها كعواملَ مختزلة:

أ . X>L>N>M ب . M>X>N>L

جـ . M>N>L>X د . L>N>X>M

13. جهدُ الخليّة M–N المعياري E°_{cell} بالفولت يساوي:

أ . 0.63 ب . 0.93 جـ. 0.04 د . 0.59

14. الفِلِزُّ الذي يمكن حفظُ محلول أحد أملاحه في وعاء مصنوع من أيٍّ منَ الفِلِزّات الثلاثة المتبقيّة، هو:

أ . X ب . L جـ. N د . M

15. الفِلِزُّ الذي يوفِّرُ لجسر حديدي أفضلَ حماية مِهبطيّة منَ التآكل:

أ . Au ب . Sn جـ. Mg د . Cu

• أدرسِ الجدولَ المجاور، الذي يتضمَّنُ بعضَ أنصاف تفاعلات الاختزال المعياريّة وجهودها، وأستخدمُهُ للإجابة عنَ الأسئلة 16 و 17.

نصف تفاعل الاختزال	E° V
$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	0.80
$Cu^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$	0.34
$Zn^{2+} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$	−0.76
$2H_2O + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2 + 2OH^{-}$	−0.83
$Br_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2Br^{-}$	1.07

16. عند التحليل الكهربائي لمحلول بروميد الخارصين، فإنَّ الناتج عند المِهبط هو:

أ . Zn ب . H_2

جـ. Cl_2 د . OH^{-}

17. عند التحليل الكهربائي لمحلول يحتوي على الأيونات Ag^{+} ، Zn^{2+} ، Cu^{2+}، فإنَّ ذرّاتِها تبدأُ بالترسُّب عند المِهبط حَسَبَ الترتيب الآتي:

أ . $\overrightarrow{Zn, Ag, Cu}$ ب . $\overrightarrow{Cu, Ag, Zn}$ جـ. $\overrightarrow{Ag, Cu, Zn}$ د . $\overrightarrow{Ag, Zn, Cu}$

18. عندما يعادُ شحن بطّاريّة قابلة لإعادة الشحن تعملُ الخليّة كخليّة:

أ . حِمضيّة ب . قلويّة جـ. جلفانيّة د . تحليل كهربائي

19. جميعُ العبارات الآتية صحيحة، بالنسبة إلى الخليّة الجلفانيّة $Ba|Ba^{2+}||Ni^{2+}|Ni$، ما عدا:

أ . Ni^{2+} أقوى عامل مؤكسد ب– Ba أقوى عامل مختزل

جـ. تزدادُ كتلة القطب Ni د . $Ba|Ba^{2+}$ تمثلُ نصف خليّة الاختزال

20. العبارة الخاطئة من العبارات الآتية التي تصفُ ما يحدثُ في بطّاريّة أيون الليثيوم خلالَ عمليّة شحن البطّاريّة، هي:

أ . تتأكسدُ أيونات الكوبلت Co^{3+} إلى Co^{4+}. ب . يمثلُ أكسيد الكوبلت CoO_2 قطب المِهبط في أثناء الشحن.

جـ. تختزلُ أيونات الليثيوم Li^{+}. د . تتحرَّكُ أيوناتُ الليثيوم Li^{+} باتجاه نصف خليّة الجرافيت.

مسردُ المصطلحات

- **الاختزال reduction:** كسبُ الإلكترونات أو نقصانُ عدد التأكسد.
- **الأملاح Salts:** مركَّباتٌ أيونيّة تنتج من تفاعل محلول حِمض معَ محلول قاعدة.
- **الأيون المشترك Common Ion:** أيونٌ يدخل في تركيب مادَّتين مختلفتين (حِمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها).
- **أيون الهيدرونيوم Hydronium Ion:** أيونٌ ينتج منَ ارتباط أيون الهيدروجين بجزيء الماء برابطة تناسقيّة.
- **التأكسد Oxidation:** فَقْدُ الإلكترونات أو زيادة عدد التأكسد.
- **التأكسد والاختزال الذاتي Autoxidation–Reduction Reaction:** سلوكُ المادَّةِ كعامل مؤكسد وعامل مختزل في التفاعل نفسِه.
- **تآكل الفِلزّات Corrosion of Metals:** تفاعلُها معَ الهواء الجوي والموادِّ في البيئة المحيطة؛ فتفقدُ العديدَ من خصائصها وتتحوَّلُ إلى موادَّ جديدةٍ أكثرَ ثباتًا كيميائيًّا، كأكاسيد الفِلزّات وهيدروكسيداتها وكبريتيداتها وكربوناتها.
- **التأيُّن الذاتي للماء Autoionization of Water:** بعض جُزيئات الماء تسلُكُ كحِمض وبعضُها الآخر يسلُكُ كقاعدة في الماء النقي نفسِه.
- **التحليل الكهربائي Electrolysis:** عمليّةُ إمرار تيّار كهربائي في مصهور أو محلول مادَّةٍ كهرليّة؛ ما يُسَبِّبُ حدوثَ تفاعل تأكسد واختزال غيرِ تلقائي.
- **تفاعل التأكسد والاختزال Redox Reaction:** تفاعلٌ كيميائي تحدثُ فيه عمليّتا التأكسد والاختزال معًا.
- **تلقائيّة التفاعل Spontaneity of Reaction:** حدوثُ التفاعل، وتكون النواتجُ دونَ الحاجة إلى طاقة كهربائيّة لإحداثه.
- **التَّمَيُّه Hydrolysis:** تفاعلُ أيونات الملح معَ الماء، وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .
- **ثابت تأيُّن الحِمض Acid Dissociation Constant (Ka):** ثابتُ الاتزان لتأيُّن الحِمض الضعيف.
- **ثابت تأيُّن القاعدة Base Dissociation Constant (Kb):** ثابتُ الاتزان لتأيُّن القاعدة الضعيف.
- **ثابت تأيُّن الماء Dissociation Constant for Water (Kw):** ثابت الاتزان لتأين الماء.
- **جهد الاختزال المعياري Standard Reduction potential:** مقياسٌ لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعياريّة.
- **جهد الخليّة المعياري Standard cell potential:** مقياسٌ لقدرة الخليّة على إنتاج تيّار كهربائي، وهو القوّةُ الدافعةُ الكهربائيّةُ المتولِّدَةُ بين قطبي الخليّة بسبب فرق الجهد بينهما في الظروف المعياريّة، وَيُقاسُ بالفولت.
- **الحماية المهبطيّة Cathodic Protection:** من طرائق حماية الحديد منَ التآكل، يتم فيها تشكيلُ خليّة جلفانيّة يكونُ فيها الحديدُ المهبطُ وأحدُ الفِلزّات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المِصعدَ، أمّا التربةُ الرطبةُ أو مياهُ البحر فتمثلُ المحلولَ الإلكتروليتي.

- **حِمض أحادي البروتون Monoprotic Acid:** حِمضٌ يحتوي على ذرَّة هيدروجين واحدة قابلة للتأيُّن.
- **حِمض أرهينيوس Arrhenius Acid**: مادَّةٌ تتأيَّنُ في الماء، وتنتج أيونَ الهيدروجين (H^+).
- **الحِمض المرافق Conjugate Acid:** المادَّةُ الناتجة منَ استقبال القاعدة للبروتون.
- **حِمض برونستد ـ لوري Bronsted–Lowry:** مادَّةٌ يمكنُها منحُ بروتون واحد في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).
- **حِمض ثلاثي البروتون Triprotic Acid:** حِمضٌ يحتوي على ثلاث ذرّات هيدروجين للتأيُّن قابلة للتأيُّن.
- **حِمض ثنائي البروتون Diprotic Acid:** حِمضٌ يحتوي على ذرَّتي هيدروجين قابلة للتأيُّن.
- **حِمض لويس Lewis Acid:** مادَّة يمكنُها استقبالُ زوج إلكترونات أو أكثرَ في التفاعل.
- **خلايا التحليل الكهربائي Electrolysis Cells:** خليّةٌ كهروكيميائيّة يحدثُ فيها تفاعلُ تأكسد واختزال غيرُ تلقائي بفعل الطاقة الكهربائيّة.
- **الخلايا الجلفانيّة Galvanic Cells:** أجهزةٌ أو أدواتٌ يحدثُ فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال تلقائيّة منتجة للطاقة الكهربائيّة.
- **الخلايا الكهروكيميائيّة Electrochemical Cells:** أجهزةٌ أو أدواتٌ تحدثُ فيها تفاعلاتُ تأكسد واختزال منتجة للطاقة الكهربائيّة أو مستهلكة لها.
- **الرقم الهيدروجيني Hydrogen Power (pH):** اللوغاريتمُ السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10.
- **الرَّقْم الهيدروكسيلي Hydroxyl Power (pOH):** اللوغاريتمُ السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10.
- **زوج مترافق Conjugated Pair:** الحِمضُ والقاعدة المرافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحِمض المرافق الناتج عنها.
- **العامل المختزل Reducing agent:** المادَّةُ التي تَختزِلُ مادَّةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يفقدُ إلكتروناتٍ تكسبُها المادَّةُ التي يَختزِلُها وتحدثُ له عمليّةُ تأكسد.
- **العامل المؤكسد Oxidising agent:** المادَّةُ التي تُؤكسد مادَّةً أخرى في التفاعل الكيميائي؛ إذ يكتسِبُ إلكتروناتٍ منَ المادَّةِ التي يؤكسدُها وتحدثُ له عمليّةُ اختزال.
- **عدد التأكسد Oxidation Number:** الشحنة الفعليَّة لأيون الذرّة في المركَّبات الأيونيَّة، أمّا في المركَّبات الجزيئيَّة فيعرَّفُ بأنه الشحنة التي يفترض أن تكتسبها الذرّة المكوِّنة للرابطة التساهميَّة مع ذرّة أخرى فيما لو انتقلت إلكتروناتُ الرابطة كُلّيًّا إلى الذرّة التي لها أعلى سالبيَّة كهربائيَّة.
- **قاعدة أرهينيوس Arrhenius Base:** مادَّةٌ تتأيَّنُ في الماء، وتنتج أيونَ الهيدروكسيد OH^-.
- **القاعدة المرافقة Conjugate Base:** المادَّةُ الناتجة من منح الحِمض للبروتون.

- **قاعدة برونستد ـ لوري Bronsted–Lowry:** مادَّةٌ يمكنُها استقبالُ بروتون واحد في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).

- **قاعدة لويس Lewis Base:** مادَّة يمكنُها منحُ زوج إلكترونات في التفاعل.

- **قطب الهيدروجين المعياري Standard Hydrogen electrode:** قطبٌ مرجعيٌّ استُخدِمَ لقياس جهود الاختزال المعياريّة لأقطاب الخلايا الجلفانيّة في الظروف المعياريّة، وهي: ضغطُ الغاز 1atm، ودرجةُ حرارة 25 °C، وتركيزُ أيونات H^+ يساوي 1M.

- **القنطرة الملحيّة Salt bridge:** أنبوبٌ زجاجيٌّ على شكل حرف U، يحتوي على محلول مشبع لأحد الأملاح يصلُ بين نصفي الخليّة ويحافظُ على تعادل شحناتها الكهربائيّة.

- **الكواشف Indicators:** حُموضٌ عضويّة ضعيفة أو قواعدُ عضويّة ضعيفة يتغيَّرُ لونُها في الحالة المتأيِّنة عنِ الحالة غيرِ المتأيِّنة في مدًى معيَّنٍ منَ الرَّقْمِ الهيدروجيني.

- **الكيمياء الكهربائيّة Electrochemistry:** أحدُ فروع الكيمياء، الذي يهتمُّ بدراسة التحوُّلات بين الطاقة الكيميائيّة والكهربائيّة الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العمليّة المرتبطة بها.

- **مادَّة أمفوتيريّة أو متردِّدة Amphoteric Substance:** مادَّةٌ تسلُكُ كحِمض في تفاعل وتسلُكُ كقاعدة في تفاعلات أخرى.

- **المحاليل المائيّة Aqueous Solutions:** محاليلُ تحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^-.

- **المحاليل المنظِّمة Buffered Solutions:** محاليلُ تقاومُ التغيُّرَ في الرَّقْمِ الهيدروجيني pH عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة إليها.

- **المعايرة Titration:** الإضافةُ التدريجيّة لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حِمض مجهول التركيز، أو محلول حِمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.

- **نصف التفاعل Half Reaction:** جزءٌ من تفاعل التأكسد والاختزال يبيِّنُ المادَّةَ التي تأكسدت ونواتجَ عمليّة التأكسد وعددَ الإلكترونات المفقودة، أو المادَّةَ التي اختُزِلَت وعددَ الإلكترونات المُكتَسَبَة ونواتجَ عمليّة الاختزال.

- **نصف الخليّة Half cell :** جزءٌ منَ الخليّة الجلفانيّة يحدثُ فيها نصفُ تفاعل تأكسد أو نصفُ تفاعل اختزال.

- **نقطة التعادل Neutralization point:** نقطةٌ تتعادلُ عندها تمامًا جميعُ أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عمليّة المعايرة، **وتكون** pH للمحلول تساوي 7.

- **نقطة التكافؤ Equivalence Point:** نقطةٌ معيَّنة يصبح عندها عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئًا لعدد مولات أيونات **الهيدرونيوم** H_3O^+ في المحلول.

- **نقطة النهاية End Point:** النقطةُ التي تُضافُ من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغيَّرُ عندها لونُ الكاشف، وهي تُحَدِّدُ انتهاءَ عمليّة المعايرة.

قائمةُ المراجع

أولًا- المراجعُ العربية:

- إبراهيم صادق الخطيب، مصطفى تركي عبيد، **الكيمياء العامَّة**، دار المسيرة للنشر والتوزيع، عمّان، 2004 م.
- جيمس برادي، جيرارد هيوم ستون، **الكيمياء العامَّة والمبادئ والبنية**، ج1، ترجمة سليمان سعسع ومأمون الحلبي، نيويورك، جون ويلي للنشر،1992 م.
- خليل حسام، **موسوعة الكيمياء الشاملة**، دار أسامة للنشر، ج2009،2 م.
- صالح محمد، صابر محمد، عثمان عثمان، **أُسُس ومبادئ الكيمياء**، ج2، الدار العربيّة للنشر، 2000م.
- محمد إسماعيل الدرملي، **الدليل في الكيمياء: الكيمياء العامَّة؛ ماهيَّتها، عناصرها**، دار العلم والإيمان ودار الجديد للنشر والتوزيع،2018 م.

ثانيًا- المراجعُ الأجنبية:

- Brady, Russell, Holum, **Chemistry Matter and its Change**, 3rd Ed, Wiley,2000.
- Brown, Leman, Burten, **Chemistry**,9th Ed, Pearson Education , Inc 2003.
- Ebbing ,Gammon, **General Chemistry**, 11th Ed, Houghton Mifflin Company, 2011.
- Lawrie Rayan, **Advanced Chemistry for You**, Nelson Thornes, 2012
- Mc Murry John، **Fundementals of Organic Chemistry** ، 5th Ed Thomson Learning Inc.2003
- McQuarrie, Donald, et al. **Colligative Properties of Solutions**" General Chemistry, Mill Valley: Library of Congress, 2011.
- Myers, Thomas, Oldham, **Chemistry**, Online Ed, Holt, Rinehart Winston, 2006.
- Raymond Change, **Chemistry**, 10th Edition, Singapore,2010.
- Stevens Zumdal,**Chemistry**,7th Ed, Boston, NewYork, 2007
- Sunley, Chris and Goodman, Sam, Collins International Cambridge IGCSE **Chemistry**, Collins, 2014.
- Wilbraham, Staley, Mtta,Waterman,2nd Ed, Pearson Education **Chemistry**, Inc 2012
- Winter, Mark J, **Chemical Bonding**, Oxford 2017 .

Collins